

Fabio E. Malanca y Velia M. Solís

# La Química en el mundo que nos rodea

Un abordaje teórico y experimental

Segunda edición

2022

# La Química en el mundo que nos rodea

Un abordaje teórico y experimental

Fabio E. Malanca y Velia M. Solís

Córdoba, Segunda edición, 2022



- 1a ed. – Córdoba: Editorial de la UNC, 2015.

Malanca, Fabio Ernesto

La Química en el mundo que nos rodea: un abordaje teórico y experimental / Fabio Ernesto Malanca; Velia Matilde Solís; editado por Fabio Ernesto Malanca; Velia Matilde Solís. - 2a ed mejorada. - Alta Gracia: Fabio Ernesto Malanca, 2022.

Libro digital, PDF

Archivo Digital: descarga y online

ISBN 978-987-88-7582-8

1. Química. 2. Material Auxiliar para la Enseñanza. 3. Escuelas Secundarias. I. Solís, Velia Matilde. II. Título.

CDD 540.712

ISBN 978-987-88-7582-8



La química en el mundo que nos rodea : un abordaje teórico y experimental © 2022  
by Malanca, Fabio E.; Solís, Velia M.  
Tiene licencia CC BY-NC-SA 4.0

Dedicamos este libro a todos los que  
piensan que la Educación es un  
derecho y obran en consecuencia.



## ÍNDICE

|   |           |
|---|-----------|
| <b>Palabras previas</b>   | i         |
| <b>Agradecimientos</b>  | iv        |
|   |           |
| <b>Capítulo I. Las normas de seguridad, una necesidad cotidiana</b>                         | <b>1</b>  |
| I.1. La seguridad en el laboratorio. Comentarios generales                                  | 2         |
| I.2. Recursos del lugar físico  | 2         |
| I.3. Normas de higiene en el laboratorio  | 2         |
| I.4. Normas sobre el uso de equipos de protección personal                                  | 3         |
| I.5. Uso seguro de los productos químicos   | 5         |
| I.6. Prevención de incendios  | 6         |
| I.7. Seguridad eléctrica  | 7         |
| I.8. Disposición y eliminación de residuos  | 7         |
| I.9. Acciones a seguir en caso de emergencia  | 8         |
| I.9.1. Incendio en el laboratorio   | 8         |
| I.9.2. Quemaduras   | 9         |
| I.9.3. Cortes   | 9         |
| I.9.4. Derrames de productos químicos sobre la piel   | 9         |
| I.9.5. Contacto de productos químicos con los ojos  | 10        |
| Anexo I. Equipos de protección personal   | 11        |
| <i>Gafas protectoras</i>  | 11        |
| <i>Guardapolvos</i>   | 11        |
| <i>Guantes protectores</i>  | 11        |
| Anexo II. Uso seguro de productos químicos  | 13        |
|   |           |
| <b>Actividades del Capítulo I</b>   | <b>19</b> |
| I.10. Actividades con lápiz y papel. Las normas de seguridad, desde la teoría a la práctica | 19        |
|   |           |
| <b>Capítulo II. El proceso de medición y las unidades</b>                                   | <b>21</b> |
| II.1. Introducción  | 21        |

|  |    |
|--|----|
| II.2. Unidades   | 25 |
| II.2.1. Sistema Internacional de Unidades                            | 25 |
| II.2.2. Múltiplos y submúltiplos de las unidades básicas y derivadas | 27 |
| II.2.3. Reglas generales para los símbolos de las unidades           | 28 |
| II.3. Unidades básicas o fundamentales                               | 29 |
| II.3.1. Longitud   | 29 |
| II.3.2. Tiempo   | 32 |
| II.3.3. Masa   | 36 |
| II.3.4. Corriente eléctrica  | 38 |
| II.3.5. Temperatura  | 38 |
| II.3.6. Cantidad de sustancia  | 39 |
| II.3.7. Intensidad lumínica  | 41 |
| II.4. Unidades derivadas   | 41 |
| II.4.1. Velocidad, rapidez   | 42 |
| II.4.2. Aceleración  | 42 |
| II.4.3. Área   | 43 |
| II.4.4. Volumen  | 43 |
| II.4.5. Fuerza   | 43 |
| II.4.6. Presión  | 44 |
| II.4.7. Energía  | 45 |
| II.4.8. Potencia   | 45 |
| II.4.9. Densidad   | 45 |
| II.5. Los cambios trascendentales introducidos por la 26ª CGPM       | 46 |
| II.5.1. Las constantes de la naturaleza que definen las unidades     | 47 |
| II.5.2. Las definiciones de las unidades de la 26ª CGPM              | 49 |
| <i>Tiempo (26 CGPM)</i>  | 49 |
| <i>Longitud (26 CGPM)</i>  | 49 |
| <i>Masa (26 CGPM)</i>  | 50 |
| <i>Corriente eléctrica (26 CGPM)</i>                                 | 51 |
| <i>Temperatura (26 CGPM)</i>   | 51 |
| <i>Sustancia (26 CGPM)</i>   | 52 |
| <i>Intensidad lumínica (26 CGPM)</i>                                 | 53 |
| II.5.3. Realización o puesta en práctica de las unidades de medición | 54 |
| II.5.4. Realización o puesta en práctica del kilogramo               | 55 |
| <i>La balanza de Kibble</i>  | 55 |

|  |    |
|--|----|
| <i>El Proyecto Avogadro</i>  | 56 |
| <b>Actividades del Capítulo II</b>   | 61 |
| II.6 Actividades con lápiz y papel.  | 61 |
| II.6.1. La importancia de un sistema unificado de unidades                 | 61 |
| II.6.2. Utilicemos múltiplos y submúltiplos                                | 62 |
| II.6.3. Escribamos las unidades correctamente                              | 62 |
| II.6.4. Ejercicios para utilizar unidades básicas y derivadas              | 62 |
| II.6.5. ¿Son unidades?   | 66 |
| II.6.6. Una unidad muy especial: el mol                                    | 66 |
| II.6.7. Apliquemos nuestros conocimientos                                  | 71 |
| II.6.8. La 26ª Conferencia General de Pesos y Medidas (CGPM) y el nuevo SI | 72 |
| II.7. Actividades para meter las manos. Hay que tomar medidas              | 73 |
| II.7.1. La acción de medir   | 73 |
| II.7.2. ¿Es posible medir la temperatura sin un termómetro?                | 73 |
| II.7.3. ¿Temperatura? ¿Sensación térmica?                                  | 74 |
| II.7.4. Construyamos una balanza sencilla                                  | 75 |
| II.7.5. Algunas consideraciones sobre el litro y el decímetro cúbico       | 76 |
| <b>Capítulo III. La materia en el centro de la escena</b>                  | 78 |
| III.1. Materia   | 78 |
| III.2. Los Modelos   | 80 |
| III.3. Los átomos  | 81 |
| <i>Breve reseña de los modelos atómicos</i>                                | 82 |
| III.4. Una mirada breve sobre las ondas según la física clásica            | 83 |
| III.4.1. Interacciones ondulatorias  | 84 |
| III.4.1.1. Reflexión y refracción  | 84 |
| III.4.1.2. Interferencia   | 88 |
| III.4.1.3. Difracción  | 91 |
| <i>Difracción por una rendija</i>  | 91 |
| <i>Difracción por dos rendijas</i>   | 93 |
| <i>Difracción por múltiples rendijas</i>                                   | 95 |
| <i>Redes de difracción</i>   | 96 |



|   |            |
|---|------------|
| III.5. El modelo atómico actual   | 97         |
| III.5.1. Los cuatro números cuánticos                                     | 99         |
| III.5.2. Orbitales atómicos   | 101        |
| III.5.3. Orbitales de átomos multielectrónicos                            | 102        |
| III.6. Las moléculas  | 106        |
| III.6.1. Los orbitales moleculares  | 106        |
| <i>Orbitales <math>\sigma</math> (sigma)</i>                              | 107        |
| <i>Orbitales <math>\pi</math> (pi)</i>                                    | 108        |
| <i>Orbitales híbridos</i>   | 109        |
| III. 6.2. Uniones dobles y triples  | 112        |
| III.7. Interacciones de la materia y la energía                           | 113        |
| III.7.1. El espectro electromagnético                                     | 114        |
| III.7.2. En el ámbito de los átomos y las moléculas, la quietud no existe | 118        |
| III.7.2.1. Movimientos traslacionales                                     | 118        |
| III.7.2.2. Movimientos rotacionales                                       | 119        |
| III.7.2.3. Movimientos vibracionales                                      | 120        |
| III.7.2.4. Las transiciones electrónicas                                  | 121        |
| III.7.3. Espectroscopia   | 123        |
| III.7.3.1. Espectroscopia IR  | 126        |
| III.7.3.2. Espectroscopia UV-visible                                      | 131        |
| <i>Ley de Lambert y Beer</i>  | 132        |
| III.7.3.3. Otras técnicas   | 133        |
| III.8. Algunas técnicas no espectroscópicas                               | 133        |
| III.8.1. Espectrometría de masas  | 133        |
| III.8.2. Microscopía Óptica   | 134        |
| III.8.3. Microscopía Electrónica  | 134        |
| <i>Microscopía Electrónica de Barrido</i>                                 | 135        |
| <i>Microscopía Electrónica de Transmisión</i>                             | 135        |
| <i>Microscopía Electrónica de Transmisión de Alta Resolución</i>          | 137        |
| III.8.4. Cristalografía de Difracción de Rayos X                          | 138        |
| III.9. ¿Tienen historia los átomos?                                       | 140        |
| III.9.1. La nucleosíntesis primordial                                     | 140        |
| III.9.2. El origen del resto de los elementos de la Tabla Periódica       | 142        |
| <b>Actividades Capítulo III</b>   | <b>145</b> |

|   |            |
|---|------------|
| III.10. Actividades con lápiz y papel. Para pensar la materia y sus propiedades               | 145        |
| III.10.1. Las ondas   | 145        |
| III.10.2. Los átomos y las moléculas  | 146        |
| III.10.3. Las moléculas en movimiento, la espectroscopia y otras técnicas no espectroscópicas | 148        |
| III.10.4. El carácter universal de la materia   | 148        |
| III.11. Actividades para meter las manos  | 149        |
| III.11.1. Si Newton hubiera tenido un CD...   | 149        |
| III.11.2. Medición de la separación de las pistas de un disco compacto                        | 150        |
| III.11.3. Descomposición de la luz por difracción   | 154        |
|   |            |
| <b>Capítulo IV. Los sistemas materiales</b>   | <b>159</b> |
| IV.1. Los sistemas y sus alrededores  | 159        |
| IV.1.1. Sistemas materiales compuestos, sustancias puras y sustancias simples                 | 161        |
| IV.2. Las propiedades de la materia   | 162        |
| IV.2.1. Propiedades físicas   | 162        |
| IV.2.2. Propiedades químicas  | 162        |
| IV.3. Algunas propiedades físicas   | 163        |
| IV.3.1. Densidad  | 163        |
| IV.3.2. Flotabilidad  | 165        |
| IV.3.3. Temperatura. Una mirada macro y microscópica  | 166        |
| IV.4. Estados de agregación de la materia   | 167        |
| IV.4.1. Estado Gaseoso  | 168        |
| IV.4.2. Estado Líquido  | 169        |
| IV.4.3. Estado Sólido   | 169        |
| IV.5. Algunos comentarios sobre la presión  | 170        |
| IV.6. Los cambios de estado   | 173        |
| IV.6.1. Presión de vapor  | 174        |
| IV.7. Solubilidad   | 176        |
| IV.7.1. Soluciones de electrolitos solubles y poco solubles                                   | 178        |
| IV.7.2. Miscibilidad de los líquidos  | 181        |
| IV.8. Sistemas muy interesantes: los coloides   | 182        |
| IV 8.1. Características de los coloides   | 182        |

|   |            |
|---|------------|
| IV.8.2. Clasificación de los coloides   | 183        |
| <i>Sol o gel (sólido en líquido)</i>  | 183        |
| <i>Aerosol (sólido en gas o líquido en gas)</i>   | 183        |
| <i>Dispersión sólida (sólido en sólido)</i>   | 184        |
| <i>Emulsión líquida (líquido en líquido)</i>  | 184        |
| <i>Emulsión sólida (líquido o sólido en sólido)</i>   | 185        |
| <i>Espumas (gas en líquido)</i>   | 185        |
| <i>Espumas sólidas (gas en sólido)</i>  | 185        |
| <i>Coloides hidrofílicos</i>  | 185        |
| <i>Coloides hidrofóbicos</i>  | 186        |
| IV.8.3. Las nanociencias  | 186        |
|   |            |
| <b>Actividades Capítulo IV</b>  | <b>189</b> |
| IV.9. Actividades con lápiz y papel. Una mirada a los sistemas materiales   | 189        |
| IV.9.1. Sustancias simples y compuestas   | 189        |
| IV.9.2. Propiedades de la materia   | 189        |
| IV.9.3. Algunas propiedades físicas   | 190        |
| IV.9.4. Estados de agregación de la materia y cambios de estado   | 190        |
| IV.9.5. Solubilidad   | 191        |
| IV.9.6. Los sistemas coloidales   | 192        |
| IV.10. Actividades para meter las manos   | 193        |
| IV.10.1. Hagamos banderas. Aplicación de conceptos de densidad, solubilidad y miscibilidad; solubilidad de un colorante en diferentes solventes | 193        |
| IV.10.2. La presión de vapor y los cambios de estado  | 199        |
| IV.10.3. Estados de agregación. Propiedades de los gases  | 200        |
| IV.10.4. Conclusiones de los experimentos 7 a 9. La ley de gases ideales y sus aplicaciones   | 206        |
|   |            |
|   |            |
| <b>Capítulo V. Tipificación de los sistemas materiales y separación de los componentes de mezclas</b>   | <b>209</b> |
| V.1. Sistemas homogéneos y heterogéneos   | 209        |
| V.2. Soluciones verdaderas  | 209        |
| V.3. Métodos de separación  | 213        |
| V.3.1. Tamizado y filtración  | 213        |

|  |     |
|--|-----|
| <i>Recuperación de las sustancias retenidas en el filtro</i>                                 | 215 |
| <i>Recuperación del líquido purificado</i>   | 215 |
| V.3.2. Sedimentación - decantación   | 216 |
| V.3.3. Centrifugación  | 217 |
| V.3.4. Separación por magnetización  | 218 |
| V.3.5. Extracción por solventes  | 219 |
| V.3.6. Destilación   | 219 |
| V.3.6.1. Destilación simple  | 220 |
| V.3.6.2. Destilación fraccionada   | 221 |
| V.3.6.3. Destilación por arrastre e vapor de agua  | 222 |
| V.3.7. Cromatografía   | 223 |
| <b>Actividades Capítulo V</b>  | 225 |
| V.4. Actividades para meter las manos. Separemos y purifiquemos                              | 225 |
| V.4.1. Separación de los componentes sólidos de una mezcla                                   | 225 |
| V.4.2. Separación de una mezcla compuesta de fracciones solubles e insolubles                | 227 |
| V.4.3. Separación de una mezcla de colorantes  | 230 |
| V.4.4. Separación de una mezcla de agua y tierra por destilación simple                      | 232 |
| V.4.5. Separación de una mezcla de alcohol y agua  | 234 |
| V.4.6. Separación de fracciones en una mezcla compleja                                       | 236 |
| <b>Capítulo VI. Reacciones más que importantes:<br/>    ácido - base y óxido - reducción</b> | 237 |
| VI.1. Las reacciones ácido - base  | 237 |
| VI.1.1. Definiciones de ácidos y bases   | 239 |
| VI.1.1.1. Teoría de Arrhenius  | 239 |
| VI.1.1.2. Una mirada más detallada sobre el protón   | 240 |
| VI.1.1.3. Definición de ácidos y bases de Bronsted y Lowry                                   | 241 |
| VI.1.1.4. Definición de ácidos y bases de Lewis  | 243 |
| VI.1.2. Auto disociación del agua y la constante Kw  | 243 |
| VI.1.3. Las soluciones ácidas y las soluciones básicas o alcalinas                           | 245 |
| VI.1.4. Escala cuantitativa de acidez y basicidad de las soluciones: pH y pOH                | 246 |

|   |     |
|---|-----|
| VI.1.5. La fuerza relativa de los ácidos y de las bases   | 249 |
| VI.1.5.1. Cálculo del pH de soluciones relativamente concentradas de ácidos y bases fuertes       | 250 |
| <i>Para los amantes de la Matemática (I)</i>  | 251 |
| VI.1.5.2. Cálculo del pH de soluciones relativamente concentradas de ácidos y bases débiles       | 252 |
| <i>Para los amantes de la Matemática (II)</i>   | 255 |
| <i>Cómo representar las moléculas</i>   | 257 |
| VI.1.5.3. El pH de soluciones de ácidos polipróticos  | 258 |
| VI.1.6. Ácido más base igual a sal más agua ¿Y el pH?   | 259 |
| VI.1.6.1. Un ácido fuerte más una base fuerte: sal neutra   | 260 |
| VI.1.6.2. Un ácido fuerte más una base débil: sal ácida   | 260 |
| VI.1.6.3. Un ácido débil más una base fuerte: sal básica  | 261 |
| VI.1.6.4. Un ácido débil más una base débil: ¿sal neutra, ligeramente ácida o ligeramente básica? | 262 |
| VI.1.7. Ácidos y bases en el ambiente y en la industria   | 263 |
| VI.1.8. Cuando el pH de una solución se resiste a cambiar: Soluciones reguladoras                 | 268 |
| <i>El pH de las soluciones reguladoras y su capacidad de amortiguación</i>                        | 269 |
| VI.1.9. Algunos casos interesantes: el blanqueamiento de los corales y los pececitos perdidos     | 270 |
| VI.2. Las reacciones de óxido – reducción   | 272 |
| VI.2.1. Evolución del concepto de oxidación y reducción   | 273 |
| VI.2.1.1. El “aire desflogistizado” cambia de nombre  | 273 |
| VI.2.1.2. Incorporación de oxígeno versus reducción de tamaño                                     | 274 |
| VI.2.1.3. Faraday, cuándo no  | 275 |
| VI.2.1.4. Electrones que van y vienen   | 276 |
| VI.2.2. Electronegatividad  | 277 |
| VI.2.3. El concepto de estado de oxidación y reglas prácticas para su determinación               | 279 |
| VI.2.4. Definición actual del concepto de óxido reducción   | 282 |
| VI.2.5. Una reacción rédox muy costosa: la corrosión  | 283 |
| VI.2.5.1. El hierro se herrumbra  | 284 |
| VI.2.5.2. ¿De qué color es el bronce?   | 285 |
| VI.2.6. Las hemi-reacciones de oxidación y de reducción   | 287 |
| <i>Reglas prácticas para igualar reacciones rédox</i>   | 288 |
| VI.2.7. Escala de potenciales de óxido-reducción  | 291 |

|   |            |
|---|------------|
| VI.2.7.1. La interfase entre el magnesio metálico y sus iones en solución           | 292        |
| VI.2.7.2. La interfase entre el cobre metálico y sus iones en solución              | 293        |
| VI.2.8. No mojarás el sodio   | 300        |
| VI.2.9. La génesis del oxígeno atmosférico  | 301        |
| VI.2.10. Reacciones rédox que han hecho historia: la luz mala                       | 303        |
| VI.3. Reacciones de ácido-base y rédox que preocupan                                | 304        |
| VI.3.1. El drenaje ácido de minas   | 304        |
| VI.3.2. El smog londinense o húmedo   | 307        |
| VI.3.3. El smog fotoquímico, oxidante o seco  | 309        |
| <i>Mecanismos de formación del smog fotoquímico</i>                                 | 310        |
| VI.4. Aplicaciones tecnológicas de las reacciones rédox. Las celdas electroquímicas | 311        |
| VI.5. Los compuestos complejos  | 315        |
| VI.5.1. Estructura de los complejos   | 315        |
| VI.5.1.1. El Cation Central y los ligandos  | 315        |
| VI.5.1.2. Ejemplos de formación de complejos  | 316        |
| <i>¿Cuántos “dientes” tiene un ligando?</i>   | 319        |
| <b>Actividades Capítulo VI</b>  | 321        |
| VI.6. Actividades con lápiz y papel para afianzar conceptos                         | 321        |
| VI.6.1. Reconocimiento de reacciones. ¿Quién es quién?                              | 321        |
| VI.6.2. Hablemos un poco de ácidos, bases y sales                                   | 321        |
| VI.6.3. Perdamos el miedo a los cálculos de pH                                      | 321        |
| VI.6.4. Algo e Paleontología  | 322        |
| VI.6.5. Hablemos también de oxidantes y de reductores                               | 323        |
| VI.6.6. Que nadie se achique ante una rédox   | 323        |
| VI.7. Actividades para meter las manos  | 324        |
| VI.7.1. Experimentos con ácidos, bases y sales                                      | 325        |
| VI.7.1.1. Los indicadores ácido base y su utilidad                                  | 325        |
| VI.7.1.2. Las titulaciones ácido-base   | 329        |
| VI.7.1.3. Las soluciones buffer   | 332        |
| VI.7.2. Oxidemos y reduzcamos   | 335        |
| <b>Capítulo VII. Algunos aspectos de la inagotable química del carbono</b>          | <b>342</b> |

|  |     |
|--|-----|
| VII.1. El átomo de carbono   | 342 |
| VII.1.1. ¿Qué tiene de particular el átomo de carbono para que sea el soporte material de la vida?   | 343 |
| VII.1.2. Uniones simples, dobles y triples del carbono   | 345 |
| VII.2. El átomo de carbono se combina consigo mismo  | 347 |
| VII.2.1. Diamante, o las redes de carbono $sp^3$   | 347 |
| VII.2.2. Grafito, o las redes de carbono $sp^2$  | 349 |
| VII.2.3. Los fullerenos, esos cabeza-hueca   | 350 |
| VII.2.4. Nanotubos de carbono  | 352 |
| VII.2.5. El grafeno, el flaco más flaco del mundo  | 353 |
| VII.2.6. Nano espumas magnéticas (por un rato)   | 354 |
| VII.3. El átomo de carbono se combina con el oxígeno   | 355 |
| VII.3.1. El monóxido de carbono  | 355 |
| VII.3.2. El dióxido de carbono y su diagrama de fases  | 356 |
| VII.4. ¡Qué buen amigo es el hidrógeno!  | 359 |
| VII. 5. Los grupos funcionales y algunas familias de compuestos                                      | 360 |
| VII. 5.1. Alcanos, alquenos y alquinos   | 360 |
| VII. 5.2. Halogenuros de alquilo   | 362 |
| VII. 5.3. Alcoholes  | 362 |
| VII. 5.4. Aldehídos, cetonas y ácidos carboxílicos   | 363 |
| VII. 5.5. Éteres, epóxidos, tioles y aminas  | 365 |
| VII. 5.6. Derivados de los ácidos carboxílicos   | 367 |
| VII.5.7. Grupos funcionales como ligandos  | 370 |
| VII.5.8. Algunas propiedades de las familias de compuestos   | 372 |
| VII.6. Para saber un poco más: La Química del carbono y de otros compuestos en el medio interestelar | 374 |
| VII.6.1. El laboratorio más grande jamás pensado   | 374 |
| VII.6.2. Las Nubes Moleculares Frías y sus moléculas   | 375 |
| VII.7. Moléculas distintas con la misma composición atómica: isomería                                | 378 |
| VII.7.1. Isomería estructural  | 378 |
| VII.7.2. Estereoisomería   | 378 |
| VII.7.2.1. Diastereoisómeros   | 379 |
| VII.7.2.2. Enantiómeros o isómeros ópticos   | 380 |
| VII.8. Los polímeros   | 384 |
| VII.8.1. Propiedades generales de los polímeros  | 384 |

|  |     |
|--|-----|
| VII.8.2.La estructura tridimensional de los polímeros                        | 385 |
| VII.8.2.1. Interacciones iónicas o ion – ion                                 | 386 |
| VII.8.2.2. Interacciones ion - dipolo  | 386 |
| VII.8.2.3. Interacciones dipolo – dipolo: Las uniones por “puente hidrógeno” | 386 |
| VII.8.2.4. Interacciones por fuerzas de dispersión de London                 | 387 |
| VII.8.2.5. Efecto hidrofóbico  | 387 |
| VII.9. Polímeros naturales   | 388 |
| VII.9.1. Glúcidos, carbohidratos o hidratos de carbono                       | 388 |
| VII.9.1.1. Celulosa y derivados  | 390 |
| VII.9.1.2. Almidón y glucógeno   | 392 |
| <i>Papas azules</i>  | 394 |
| VII.9.1.3. Quitina, quitosán y agar  | 395 |
| VII.9.2. Los poliisoprenos: caucho y gutapercha                              | 397 |
| VII.9.3. Los ácidos nucleicos  | 398 |
| VII.9.4. Las proteínas   | 399 |
| VII. 9.4.1. Los aminoácidos  | 400 |
| <i>Aminoácidos no polares, apolares o hidrofóbicos</i>                       | 402 |
| <i>Aminoácidos polares</i>   | 402 |
| <i>Aminoácidos polares cargados eléctricamente</i>                           | 402 |
| <i>Quiralidad: otra propiedad importante de los aminoácidos</i>              | 403 |
| VII.9.4.2. La unión peptídica  | 403 |
| VII.9.4.3. Estructura de las proteínas                                       | 405 |
| <i>Estructura primaria</i>   | 406 |
| <i>Estructura secundaria</i>   | 407 |
| <i>Estructura terciaria</i>  | 409 |
| <i>Estructura cuaternaria</i>  | 409 |
| VII.9.4.4. Proteínas de membrana, proteínas globulares y la hemoglobina      | 411 |
| VII.9.4.5. Algunos ejemplos de proteínas fibrosas                            | 414 |
| <i>Queratinas</i>  | 414 |
| <i>El fabuloso poncho de seda de la araña dorada de Madagascar</i>           | 416 |
| <i>Colágeno</i>  | 416 |
| VII. 10. Algunas macromoléculas naturales                                    | 417 |
| VII.10.1. Lignina  | 417 |



|   |     |
|---|-----|
| VII.10.2. El humus y sus componentes  | 419 |
| VII.11. Las reacciones rédox orgánicas en la biosfera   | 420 |
| VII.11.1. La fotosíntesis   | 420 |
| VII.11.1.1. Estructura de la clorofila  | 421 |
| VII.11.1.2. Los productos residuales de dos formas de fotosíntesis: azufre y oxígeno                    | 422 |
| VII.11.1.3. Las fases de la fotosíntesis oxigénica  | 424 |
| VII.11.2. Utilización de la energía almacenada en la fotosíntesis: la respiración                       | 427 |
| VII.11.3. La combustión   | 429 |
| VII.11.4. Las bacterias y los procesos rédox en ambientes naturales                                     | 430 |
| VII.11.4.1. Bacterias autótrofas  | 431 |
| VII.11.4.2. Bacterias heterótrofas  | 431 |
| VII.12. Polímeros sintéticos  | 433 |
| <b>Actividades del Capítulo VII</b>   | 440 |
| VII.13. Actividades con lápiz y papel. La Química Orgánica y sus vericuetos                             | 440 |
| VII.13.1. Los orbitales y las uniones químicas  | 440 |
| VII.13.2. Las variedades alotrópicas del carbono  | 440 |
| VII.13.3. Los compuestos del carbono  | 440 |
| VII.13.4 La química en el medio interestelar  | 442 |
| VII.13.5. Isomería química  | 442 |
| VII.13.6. La química de los polímeros naturales   | 442 |
| VII.13.7. Los complejos orgánicos   | 443 |
| VII.13.8. Procesos naturales fundamentales en la biosfera: la fotosíntesis y la respiración             | 444 |
| VII.13.9. La química de los polímeros sintéticos  | 444 |
| VII.14. Actividades para meter las manos. La cocina de la Química Orgánica y sus alrededores            | 445 |
| VII.14.1. Algunas reacciones químicas de identificación de compuestos orgánicos y síntesis de polímeros | 445 |
| VII.14.2. Actividades previas para realizar en grupo antes del comienzo del trabajo experimental        | 446 |
| VII.14.3. Prueba de Belstein para determinar si un compuesto es un haluro de alquilo                    | 446 |
| VII.14.4. Reacción entre dicromato de potasio y alcoholes primarios y secundarios                       | 447 |

|   |            |
|---|------------|
| VII.14.5. Actividad de integración 1  | 449        |
| VII.14.6. Actividad de Integración 2  | 450        |
| VII.14.7. Determinación de alcohol en el aliento de una persona.<br>Simulación de una prueba de alcoholemia | 450        |
| VII.14.8. Reacción del yodo con la amilosa presente en el almidón   | 451        |
| VII.14.9. Síntesis de silicona  | 452        |
| VII.14.10. Síntesis de espuma de poliuretano  | 453        |
|   |            |
| <b>Capítulo VIII. La maravilla del agua</b>   | <b>455</b> |
| VIII.1. La importancia del agua   | 455        |
| VIII.2. El agua más allá de la Tierra   | 457        |
| VIII.3. El agua en el planeta Tierra  | 462        |
| VIII.3.1. Un poco de historia acuosa  | 463        |
| VIII.3.1.1. ¿Cuál fue el origen de los océanos primitivos?  | 463        |
| <i>Agua acumulada durante la formación der la Tierra</i>  | 463        |
| <i>Agua de origen cometario</i>   | 464        |
| VIII.3.2. ¿Cuánta agua tiene nuestro planeta? El ciclo del agua   | 465        |
| VIII.3.2.1. Principales reservorios   | 466        |
| VIII.3.2.2. Los flujos principales  | 467        |
| VIII.4. Propiedades Fisicoquímicas del agua y consecuencias ambientales                                     | 469        |
| VIII.4.1. La estructura de la molécula de agua: simple pero no tanto  | 469        |
| VIII.4.2. La unión puente hidrógeno en el agua  | 470        |
| VIII.4.3. La estructura del hielo   | 474        |
| VIII.4.4. El diagrama de fases del agua   | 477        |
| VIII.4.4.1. Equilibrio sólido – líquido   | 477        |
| VIII.4.4.2. Agua sobreenfriada  | 477        |
| VIII.4.4.3. El Punto Triple   | 478        |
| VIII.4.4.4. Equilibrio líquido – vapor  | 478        |
| VIII.4.4.5. El Punto Crítico  | 478        |
| VIII.4.4.6. Fusión del hielo por presión  | 479        |
| VIII.4.4.7. ¿Por qué es resbaladizo el hielo?   | 480        |
| VIII.4.5. La coexistencia de los estados de agregación del agua   | 482        |
| VIII.4.6. Propiedades térmicas, únicas e insustituibles   | 484        |
| VIII.4.7. La “extraña” variación de la densidad del agua con la temperatura                                 | 487        |

|   |     |
|---|-----|
| VIII.4.8. La tensión superficial del agua   | 489 |
| VIII.4.9. La inexorable acción mecánica del agua                                    | 494 |
| VIII.5. Las nubes y la lluvia   | 496 |
| VIII.5.1. ¿Cómo se forman las nubes?  | 496 |
| VIII.5.2. ¿Por qué no se caen las nubes?  | 497 |
| VIII.5.3. ¿Y cuándo llueve?   | 498 |
| VIII.5.3.1. Las nubes cálidas   | 498 |
| VIII.5.3.2. Las nubes frías   | 499 |
| VIII.6. El agua como disolvente   | 502 |
| VIII.6.1. Compuestos inorgánicos disueltos en las aguas naturales no contaminadas   | 504 |
| VIII.6.2. El agua dulce   | 505 |
| VIII.6.2.1. Lo que trae la lluvia   | 505 |
| VIII.6.2.2. Los gases disueltos   | 506 |
| VIII.6.2.3. El muy importante dióxido de carbono                                    | 507 |
| VIII.6.2.4. El no menos importante oxígeno  | 507 |
| VIII.6.2.5. Reacciones químicas que cambian las concentraciones de gases disueltos  | 508 |
| VIII.6.3. Las aguas saladas   | 509 |
| VIII.6.3.1. Cómo los cursos de agua no contaminados adquieren su composición salina | 509 |
| VIII.6.3.2. Cuevas, estalactitas y estalagmitas                                     | 510 |
| VIII.6.3.3. ¿Qué solutos inorgánicos contiene el agua y en qué cantidad?            | 511 |
| VIII.6.3.4. Las lagunas de altura   | 512 |
| VIII.6.3.5. Los océanos   | 512 |
| VIII.6.4. Los compuestos orgánicos en las aguas naturales                           | 514 |
| <i>Solutos orgánicos muy interesantes: jabones y detergentes</i>                    | 515 |
| VIII.7. Los descomponedores de la materia orgánica                                  | 517 |
| <i>Bacterias aeróbicas y anaeróbicas</i>  | 518 |
| VIII.8. Un caso de contaminación de las aguas: la eutrofización                     | 519 |
| VIII.8.1. Lagos oligotróficos   | 521 |
| <i>Condiciones para el desarrollo de las algas</i>                                  | 521 |
| VIII.8.2. Lagos eutróficos  | 522 |
| <i>Desarrollo de las bacterias anaeróbicas</i>                                      | 523 |
| <i>Impacto de la eutrofización sobre la calidad del agua</i>                        | 525 |

|  |     |
|--|-----|
| VIII.9. Sólidos en suspensión y turbidez   | 527 |
| VIII.10. Breves comentarios sobre la contaminación   | 528 |
| <b>Actividades del Capítulo VIII</b>   | 529 |
| VIII.11. Actividades con lápiz y papel. Para pensar al agua en seco                                      | 529 |
| VIII.11.1. La importancia del agua   | 529 |
| VIII.11.2. El ciclo del agua   | 529 |
| VIII.11.3. Las propiedades fisicoquímicas del agua   | 529 |
| VIII.11.4. Consecuencias ambientales de las propiedades fisicoquímicas del agua                          | 530 |
| VIII.11.5. Las nubes   | 531 |
| VIII.11.6. La química de las aguas naturales   | 531 |
| VIII.11.7. Contaminación de ríos y lagos. Eutrofización  | 532 |
| VIII.12. Actividades para meter las manos. Hagamos agua  | 532 |
| VIII.12.1. Un modelo tridimensional para el hielo  | 533 |
| VIII.12.2. Fusión del hielo supuestamente por presión. Un experimento donde hay gato encerrado           | 536 |
| VIII.12.3. Diferencias entre fase gaseosa y fase condensada. ¿Qué son la niebla y las nubes?             | 542 |
| VIII.12.4. ¿Cuál es la forma más fácil de agrupar partículas que flotan? La tensión superficial del agua | 543 |
| VIII.12.5. La dureza del agua: sales de calcio y magnesio disueltas                                      | 545 |
| VIII.12.6. Los gases disueltos   | 546 |
| VIII.12.6.1. ¿Solución azul o incolora? Cómo descubrir la presencia de oxígeno disuelto                  | 546 |
| VIII.12.6.2. El pH del agua ¿pura? Cómo descubrir la presencia de dióxido de carbono disuelto            | 548 |
| VIII.12.6.3. Efecto de la temperatura sobre la solubilidad de los gases                                  | 549 |
| VIII.12.7. La electrólisis del agua  | 550 |
| VIII.12.8. Cambios en la densidad del agua líquida con la temperatura                                    | 553 |
| <b>Capítulo IX. La Química del Color</b>   | 556 |
| IX.1. ¿Qué es el color?  | 556 |
| IX.2. Los fotones, los electrones y el color   | 556 |
| IX.3. ¿Todos vemos lo mismo?   | 559 |
| IX.4. Generación de fotones  | 561 |

|   |     |
|---|-----|
| IX.5. Absorción de fotones y re-emisión de energía                          | 562 |
| IX.5.1. Emisión radiativa   | 563 |
| IX.5.2. Emisión no radiativa  | 564 |
| IX.6. Colores por adición y por sustracción                                 | 565 |
| IX.6.1. Colores ópticos   | 565 |
| IX.6.2. La síntesis aditiva   | 565 |
| IX.6.3. Síntesis sustractiva y colores pigmentarios                         | 566 |
| IX.7. Estructura electrónica de las moléculas de colorantes y pigmentos     | 569 |
| IX.7.1. Primer ejemplo: Los iones de los metales de transición              | 570 |
| IX.7.1.1. Impurezas preciosas   | 575 |
| IX.7.2. Segundo ejemplo: algunos colorantes orgánicos                       | 576 |
| IX.7.2.1. Estructura química de las sustancias coloreadas                   | 577 |
| IX.7.2.2. Los carotenoides  | 578 |
| IX.7.2.3. Antocianinas  | 580 |
| IX.7.2.4. Por qué son coloreadas las antocianinas                           | 583 |
| IX.7.2.5. Los colores del otoño   | 584 |
| IX.7.3. La fenolftaleína y el efecto del pH sobre el color                  | 585 |
| IX.7.4. Las cochinillas y el carmín   | 586 |
| IX.7.5. El añil o índigo  | 588 |
| IX.7.6. A la hora de colorear, las posibilidades son muchas. Los mordientes | 589 |
| IX.8. Colores estructurales: las ondas juegan entre ellas                   | 591 |
| IX.8.1. Las nanopartículas y la dispersión de Mie                           | 592 |
| <i>Naturaleza del metal de las nanopartículas</i>                           | 593 |
| <i>Tamaño de las nanopartículas</i>   | 594 |
| <i>Morfología de las nanopartículas</i>                                     | 594 |
| IX.8.2. El color de las mariposas   | 597 |
| <b>Actividades del Capítulo IX</b>  | 600 |
| IX.9. Actividades con lápiz y papel. La Química y los colores               | 600 |
| IX.9.1. El diálogo entre los fotones y los electrones                       | 600 |
| IX.9.2. Sumar y restar luces y colores                                      | 600 |
| IX.9.3. Los colores de los compuestos de los metales de transición          | 600 |
| IX.9.4. Los colores de los colorantes orgánicos                             | 601 |
| IX.9.5. Flores, frutos, pájaros y cochinillas                               | 601 |
| IX.9.6. ¿Qué muerden los mordientes?  | 601 |

|   |     |
|---|-----|
| IX.9.7. Los colores estructurales   | 601 |
| IX.10. Actividades para meter las manos. Colorín colorado, este cuento ha comenzado         | 602 |
| IX.10.1. Descomposición de la luz con... jagua!   | 602 |
| IX.10.2. Llamas coloreadas  | 604 |
| IX. 10.3. Colorantes indicadores de acidez  | 605 |
| IX.10.4. Las prácticas ancestrales: el teñido de la lana                                    | 610 |
| IX.10.4.1. Un ingrediente fundamental en la tinción de las fibras: los mordientes           | 611 |
| IX.10.5. No siempre la plata es plateada. Síntesis y estabilidad de nanopartículas de plata | 613 |
| <b>Anexo</b>  | 617 |
| <b>Bibliografía</b>   | 625 |
| <b>Créditos de las Imágenes</b>   | 632 |

## Palabras previas

Tal como expresamos en el prólogo de la Primera Edición, este libro pretende contribuir a la comprensión de aspectos básicos de la química, sus fundamentos y su impacto en la sociedad y en cada persona. Está destinado a los docentes de Educación Secundaria, de quienes depende la educación formal de adolescentes y jóvenes. Son además un pilar fundamental de la alfabetización científica de los ciudadanos.

La química es una ciencia experimental que justifica sus resultados sobre la base de leyes, modelos y teorías, siempre subordinadas a los aspectos fenomenológicos de la naturaleza. Por lo tanto, el abordaje combinado desde la teoría y el laboratorio aporta una visión más realista y concreta del misterioso mundo de la materia, la energía y sus interacciones. Al mismo tiempo, rescatar la presencia de los fenómenos químicos en el mundo que nos rodea es enriquecedor, educa la observación, amplía el horizonte de intereses, estimula la curiosidad y permite verificar la profunda interconexión de los procesos naturales; se favorece la comprensión del dinamismo del conocimiento y el carácter siempre transitorio de la ciencia como actividad y como producto.

Este no es un libro de química convencional, y por lo tanto no reemplaza a otros libros de texto, sino que los complementa. Puede utilizarse en cursos de Química General, Inorgánica y Orgánica, y establece conexiones frecuentes con la física y la biología.

El material está organizado en nueve capítulos, y cada uno de ellos consta de tres partes: la teórica, la experimental y la de resolución de problemas.

La parte teórica trata los conceptos que consideramos más relevantes por su trascendencia, actualidad o implicancias en la vida diaria. Ha sido desarrollada por VMS.

La parte experimental consiste en una serie de prácticas de observación y manipulación tendientes a facilitar la comprensión de conceptos básicos de química. Los experimentos han sido seleccionados o diseñados *ex profeso*. Algunos de ellos pueden ser adaptados para su realización en el aula. La selección, desarrollo, montaje, prueba y confección de las guías prácticas de Laboratorio fue llevado a cabo por FEM.

Por último, en todos los capítulos se proponen actividades con lápiz y papel, que son planteos de situaciones problemáticas y ejercicios de aplicación tendientes a afianzar los conocimientos y a enriquecer la tarea en el aula.

El primer capítulo está destinado a las normas de seguridad. Estos temas son transversales a todas las actividades escolares, y deben aplicarse con especial énfasis en aquellas que impliquen manipulaciones de sustancias, fuentes de energía e instrumental. En esta edición se han incorporado las actualizaciones de las normas de seguridad.

Los sistemas de unidades y las prácticas de medición son otros de los temas que deben estar presentes en la enseñanza de las ciencias naturales, aunque no solamente en ellas. El segundo capítulo presenta una versión actualizada de las convenciones vigentes, tomando en cuenta las resoluciones de los organismos científicos nacionales e internacionales dedicados a la revisión de los sistemas de medición, en vistas a las necesidades siempre cambiantes en el mundo de la ciencia y la tecnología. En esta edición incorporamos una descripción cualitativa de los cambios trascendentales introducidos por la Conferencia General de Pesos y Medidas de 2018 (26<sup>º</sup> CGPM) que implica una redefinición de la totalidad de las unidades en términos de los valores exactos de constantes de la naturaleza.

El capítulo tercero se centra en la materia. Previo al análisis del modelo atómico actual, se discuten aspectos de las interacciones ondulatorias (reflexión, refracción, interferencia y difracción) que facilitan la comprensión de la naturaleza ondulatoria de la materia, conceptos de orbitales atómicos y moleculares, así como rudimentos de espectroscopia y de otras técnicas, a las que hemos agregado la cristalografía de difracción de Rayos X. De manera breve y simplificada se presenta la génesis de los átomos a nivel universal mediante el modelo del *Big Bang* y la síntesis de los elementos de la Tabla Periódica en el corazón de las estrellas.

En el capítulo cuarto se analizan los sistemas materiales y algunas de sus propiedades más relevantes, estados de agregación y sus cambios, solubilidad, coloides y nanociencias.

El capítulo quinto versa sobre la tipificación de los sistemas materiales y los métodos de separación de los componentes de mezclas y de soluciones.

El capítulo sexto reseña dos tipos fundamentales de reacciones químicas: ácido-base y óxido-reducción, además de una breve mención a las reacciones de formación de complejos.

El séptimo capítulo se centra en la química del carbono. Los temas seleccionados apuntan a conocimientos básicos y aspectos novedosos, tales como los nuevos materiales del carbono, la química en los espacios interestelares y los polímeros, naturales y sintéticos. Se presentan algunas reacciones rédox orgánicas en la biosfera, como la fotosíntesis, la respiración y la combustión. Se incluyen nociones de la incidencia de las bacterias sobre los procesos rédox en ambientes naturales.

El capítulo octavo está dedicado al agua, con énfasis en aspectos fisicoquímicos y de estructura molecular para explicar sus propiedades, y su incidencia sobre el ambiente planetario y la biosfera. Se analiza un tema candente: la eutrofización de los cuerpos de agua.



El noveno y último capítulo está dedicado al color. Es un tema usualmente abordado desde la física, y pocas veces con una visión interdisciplinaria de la física y la química. Se presenta un análisis simplificado de las propiedades químicas de las sustancias coloreadas, con ejemplos de compuestos inorgánicos y orgánicos.

Finalmente, en un anexo, se presentan actividades integradoras con fuerte énfasis en el trabajo experimental, “Quimidesafíos”.

Este libro es el resultado de nuestra experiencia como docentes e investigadores universitarios, pero fundamentalmente de nuestro trabajo con estudiantes de escuelas secundarias y con docentes de dicho nivel.

Las temáticas seleccionadas se apoyan en textos universitarios y en publicaciones científicas, a partir de los cuales se realiza una transposición didáctica acorde a las necesidades de la escuela. La mayoría de las fuentes están disponibles en la Biblioteca de la Facultad de Ciencias Químicas, Universidad Nacional de Córdoba, en la Biblioteca Electrónica de Ciencia y Tecnología, dependiente del Ministerio de Ciencia, Tecnología e Innovación Productiva de la Nación y en Internet.

Por último, unas pocas palabras sobre el porqué escribir bajo el formato de libro en un momento en que la lectura en los portales de Internet aparece como la única posibilidad atractiva y actualizada. Umberto Eco y Jean-Claude Carriere en su obra “Nadie acabará con los libros”, Editorial Lumen, Barcelona 2010, dicen lo siguiente: “Las variaciones en torno al objeto libro no han modificado su función, ni su sintaxis, desde hace más de quinientos años. El libro es como la cuchara, el martillo, la rueda, las tijeras. Una vez que se han inventado no se puede hacer nada mejor. No se puede hacer una cuchara que sea mejor que la cuchara”.

Las nuevas tecnologías o las nuevas expresiones del arte coexisten con las clásicas, como es el caso de la televisión, el cine y el teatro. Otro tanto creemos que ocurrirá con los múltiples formatos de la palabra escrita. No se nos escapan las ventajas de tener en la palma de la mano la posibilidad de acceder a bibliotecas enteras. Pero la información es tanta que abrumba y es fácil perderse en una maraña no siempre libre de contradicciones, no en todos los casos coherente. El libro, independientemente del soporte, debe aportar precisamente eso: coherencia y confiabilidad con respecto a las fuentes.

## Agradecimientos

Queremos expresar nuestro agradecimiento a todos los que con su colaboración desinteresada hicieron posible este libro. En primer lugar, a la Facultad de Ciencias Químicas de la Universidad Nacional de Córdoba por crear el espacio y el clima necesarios para llevar adelante este trabajo y facilitar la difusión de esta segunda edición; a Javier Lanza, de la Biblioteca de la Facultad, por su apoyo técnico, y muy especialmente a todo el personal del Área Centralizada de Actividades Prácticas. A nuestros estudiantes y colegas universitarios y a los colegas docentes de las escuelas secundarias porque nos inspiraron y alentaron para emprender este trabajo. A Sergio Dassie, Maximiliano Burgos Paci, Marcela C. Rodríguez, Marisa Martinelli, Guillermo Montich y Gustavo Arguello por la lectura crítica de capítulos específicos y por sus valiosas correcciones y sugerencias; a Lucía Arena, del Laboratorio de Física de la Atmósfera de la Facultad de Matemática Astronomía y Física de la UNC por sus sugerencias y orientación en temas de Meteorología y las fotografías de los granos de hielo; a Marcelo Mariscal por las impactantes imágenes de nanopartículas con resolución atómica que generosamente puso a nuestra disposición; a Juan Carlos Fraire por haber realizado los experimentos de nanopartículas y ofrecérnoslos con fotografías incluidas. También va nuestro agradecimiento para Ana Julieta Pepino, María Jazmín Silvero, Matías Berazategui, Guido Rimondino, Jesús Alberto Vila y Sara Gorelick, que trabajaron en la elaboración de Guías de Laboratorio previas que sirvieron de base a varias de las actividades experimentales propuestas. A Ana María Cruz, Pablo Goldner, Ana Julieta Pepino, Verónica Paz Zanini y Guido Rimondino por el aporte generoso de muchas de las fotografías del libro.

Tenemos un agradecimiento muy especial para Teresa Lorenzola, exdocente universitaria y dedicada a la enseñanza en Institutos Terciarios de formación docente, por la enorme paciencia de haber leído el manuscrito completo y aportar, además de oportunas correcciones, la necesaria mirada desde los destinatarios de este libro, los docentes de la escuela secundaria.

FEM y VMS.

## I. LAS NORMAS DE SEGURIDAD, UNA NECESIDAD COTIDIANA

La seguridad es un valor que se ha incorporado a la vida diaria: en el hogar, en los establecimientos educativos, en los ámbitos laborales y en la vía pública. Muchos de los llamados “accidentes” son en realidad evitables, por ser la consecuencia de imprevisiones o de imprudencias. Se ha avanzado mucho en la caracterización de los riesgos y en las normas de seguridad e higiene tendientes a disminuir el número de lesiones, pero queda mucho por hacer para desarrollar una cultura de la seguridad que sea parte de lo cotidiano. Muchas veces las normas son conocidas, pero se transgreden bajo el supuesto erróneo de que se trata de meras exageraciones. Un triste ejemplo lo constituye el incumplimiento de las normas de tránsito, con sus lamentables consecuencias.

En el hogar, los niños son los más vulnerables, expuestos a choques eléctricos, golpes y quemaduras, bajo circunstancias donde la prevención podría haberlos evitado. Otras veces, la falta de protección no es tan evidente, pero existe. La Figura I.1 muestra una rama sostenida por los cables del tendido eléctrico, con peligro de cortocircuitos, fuego o descargas eléctricas. La caída de una rama suele ser accidental, pero el riesgo no existiría si los cables fueran subterráneos.



**Figura I.1.** Rama atravesada sobre los cables de energía eléctrica, lo que implica riesgos de cortocircuitos, incendios, etc. Existe responsabilidad del Estado por permitir el cableado aéreo.

En este capítulo nos centraremos en las medidas de seguridad en el laboratorio, aunque muchas de ellas son también de aplicación en otros ámbitos.

### **I.1. La seguridad en el laboratorio. Comentarios generales**

Los laboratorios de enseñanza deben ser seguros y adecuados, de modo que estudiantes, docentes y personal de apoyo dispongan de un ambiente confortable donde trabajar bajo condiciones de confort y seguridad. Esto se puede lograr si el laboratorio cuenta con los elementos de seguridad adecuados, si se toman precauciones elementales, y si cada integrante presta la debida atención a las normas de seguridad correspondientes y usa el sentido común.

### **I.2. Recursos del lugar físico**

Todo espacio destinado a trabajar con productos químicos debe contar con ventilación, iluminación y circulación internas adecuadas, conexiones eléctricas seguras, red de distribución de gas de acuerdo con las normas, y agua potable. A esto deben sumarse los elementos de seguridad específicos: botiquín de primeros auxilios, matafuegos, piletas, campanas extractoras, duchas. Las puertas de acceso deben abrirse hacia fuera y tener, al igual que los pasillos y las escaleras, el ancho estipulado según el número de personas que circulan. Los usuarios deben informarse respecto a la ubicación de los extinguidores y las puertas de salida. El teléfono debe ser accesible. Los números telefónicos de emergencias deben figurar en caracteres destacados.

El laboratorio debe estar siempre limpio. Los pasillos entre mesadas y los que conducen a las salidas deben estar libres. Los pisos deben mantenerse secos y en buen estado para evitar resbalones y tropiezos.

Se recomienda la discusión en grupo de las normas de seguridad, para que su cumplimiento surja del convencimiento y la actitud responsable y solidaria de los usuarios y no de una imposición que podría interpretarse como arbitraria. Las normas se basan en la experiencia en accidentes registrados en fábricas, laboratorios, talleres, etc. Aunque a primera vista algunas de ellas pueden parecer difíciles de practicar, una vez incorporadas a los hábitos de cada persona redundan en mayor comodidad y seguridad para todos.

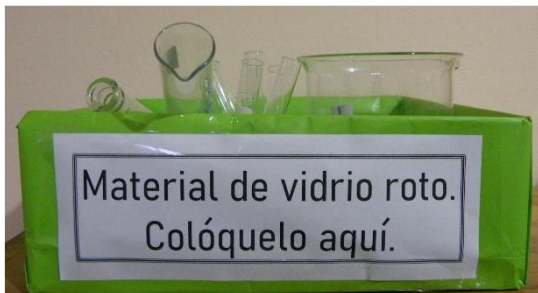
### **I.3. Normas de higiene en el laboratorio**

- No comer ni beber para evitar posibles contaminaciones de los alimentos con productos químicos o sustancias tóxicas.

- Nunca emplear los recipientes de uso en el laboratorio para el consumo y conservación de alimentos y bebidas.
- Lavarse las manos después de manipular productos químicos.
- No fumar. Además de la prohibición de hacerlo en lugares cerrados, se suma el riesgo de provocar incendios, sobre todo cuando se trabaja con solventes y materiales inflamables.
- Nunca inhalar, probar, oler o tocar productos químicos, aunque sean considerados “no tóxicos”.
- Mantener el área de trabajo limpia y ordenada, sin libros ni abrigos, bolsas, equipos fuera de uso, etc.
- Utilizar los equipos de protección personal.
- No correr ni actuar apresuradamente.
- Nunca trabajar solo ni fuera de hora.
- Seguir estrictamente las indicaciones de la persona encargada del laboratorio.

#### **I.4. Normas sobre el uso de equipos de protección personal**

- Utilizar gafas de seguridad para proteger los ojos de eventuales salpicaduras, astillas de vidrio, etc.
- No utilizar lentes de contacto, ya que las salpicaduras de productos químicos o sus vapores pueden pasar detrás de los lentes y provocar lesiones oculares severas.
- Usar guardapolvo. Los mejores son los de algodón (Anexo I).
- El pelo largo debe estar recogido.
- Evitar el uso de bufandas, chalinas, anillos y pulseras, ya que pueden causar accidentes si se enganchan en alguna saliente. Los anillos y pulseras pueden romper los guantes.
- Es obligatorio el uso de guantes apropiados cuando se utilizan productos químicos. En el Anexo I se informan sus características.
- No usar objetos de vidrio o cerámica rotos.
- Depositar el material de vidrio roto, adecuadamente envuelto, en un contenedor apropiado. Puede emplearse una caja segura y correctamente rotulada, como se indica en la Figura I.2.



**Figura I.2.** Caja para deposición de material de vidrio roto. Es una caja de cartón debidamente rotulada y ubicada en un lugar visible del laboratorio.

El uso de material de seguridad es imprescindible para trabajar adecuadamente.

La Figura I.3 muestra a una persona trabajando en la forma correcta, en un laboratorio de la Facultad de Ciencias Químicas de la Universidad Nacional de Córdoba, FCQ-UNC. El uso de gafas, guantes y guardapolvo brinda la protección necesaria. La campana de extracción permite trabajar con sustancias volátiles cuyos vapores podrían ser nocivos.



**Figura I.3.** Una persona trabajando en la forma correcta. Usa guantes, gafas y guardapolvo. Laboratorios de actividades prácticas de la Facultad de Ciencias Químicas, UNC.

## I.5. Uso seguro de los productos químicos

Algunas sustancias pueden ser peligrosas por sus propiedades tóxicas, corrosivas, inflamables o explosivas. Existen normas internacionales que regulan la información a suministrar por los fabricantes, la que se indica en las etiquetas y en las Fichas de Seguridad. En el Anexo II se incluye la terminología y las definiciones necesarias para interpretar dicha información.

- Los productos químicos derramados tienen que limpiarse inmediatamente y según los procedimientos que se indican en la ficha de seguridad. Es sumamente importante limpiar las chorreaduras de las botellas. Éstas deben permanecer limpias y las etiquetas perfectamente legibles.
- Cerrar herméticamente los frascos de productos químicos después de utilizarlos.
- Mantener los frascos alejados de mecheros, estufas u otra fuente intensa de calor.
- Nunca calentar productos inflamables con llama directa.
- Cerrar las llaves de hornallas y de paso de gas cuando no se usen.
- No inhalar los vapores de productos químicos. Trabajar en una campana extractora siempre que se usen sustancias volátiles. Si igualmente se produjera una concentración excesiva de vapores, cerrar la llave de paso de gas y abrir las ventanas inmediatamente ¡aunque haga frío!
- Usar guantes adecuados para evitar el contacto de productos químicos con la piel.
- Leer detenidamente la etiqueta de seguridad de los reactivos antes de usarlos. Se debe conocer con qué tipo de producto se está trabajando, los riesgos asociados a su utilización y las acciones a seguir en caso de accidentes. Ejemplos de estos datos se encuentran en el Anexo II.
- No desplazar innecesariamente los productos químicos. Las botellas se transportan siempre tomándolas de la base, nunca del tapón, tal como se indica en la Figura I.4. No transportar varios frascos a la vez.
- ¡Jamás apoyar frascos o botellas contra el cuerpo! Una botella mal tapada puede derramar su contenido sobre la ropa y causar serios accidentes.
- No almacenar reactivos en estantes elevados o en lugares de difícil acceso.
- No dejar botellas ni frascos con reactivos expuestos al sol.
- Para diluir un ácido, es importante la secuencia de mezclado con el agua. Lo correcto es adicionar lentamente el ácido al agua. Nunca agregar agua al ácido, ya que se produce una fuerte liberación de calor y proyecciones del líquido. Cuando se estén manipulando frascos o tubos de ensayo con productos químicos, nunca dirija la abertura hacia su cuerpo o hacia otras personas.



**Figura I.4.** a. Forma correcta de trasladar una botella. b. Forma incorrecta. Las botellas nunca se deben trasladar tomadas de la tapa.

## I.6. Prevención de incendios

Los matafuegos o extinguidores son obligatorios. Es imprescindible que siempre funcionen correctamente.

El control y mantenimiento de los matafuegos, además de una cuestión de seguridad, es un requerimiento legal en todo el país. Las diferentes legislaciones han adoptado la Norma IRAM 3517-2, que fija los niveles de calidad y los procesos a los que deben ser sometidos los matafuegos para garantizar un funcionamiento correcto. El control periódico (cada tres meses como mínimo) no sólo implica la inspección del estado de los matafuegos, también incluye un diagnóstico técnico llamado “Determinación de la dotación”. Éste indica el tipo, cantidad y ubicación de los matafuegos en cada local o edificio. De este informe surgirá si la institución cumple con las reglamentaciones vigentes. Es obligatorio mantener la pintura de los equipos en buen estado y con las instrucciones de uso accesibles.

Las normas generales de prevención de incendios son las siguientes:

- Disponer de extinguidores en cantidad adecuada. Verificar periódicamente su carga y su correcto funcionamiento.
- Conocer y tener presentes las fuentes de ignición que hay en el laboratorio: mecheros, estufas y equipos eléctricos.



- Los reactivos inflamables deben almacenarse en cantidades pequeñas. Se deben guardar en armarios de seguridad, en botellas adecuadas o en bidones de seguridad según el volumen.
- No almacenar en el mismo lugar sustancias químicas incompatibles, por ejemplo, ácidos y sustancias inflamables, ya que pueden reaccionar entre ellas, y eventualmente arder o explotar.

### **I.7. Seguridad eléctrica**

- Controlar periódicamente que el cableado eléctrico esté en buenas condiciones.
- Los tomacorrientes deben tener toma a tierra y los enchufes deben ser de tres patas.
- Los equipos eléctricos deben estar en buen estado y provistos de fusibles de capacidad adecuada.
- En lo posible evitar el uso de prolongadores. Los cables deben estar fijos a las paredes, nunca en el piso o encima de las mesadas.
- No trabajar con equipos eléctricos sobre superficies mojadas.

### **I.8. Disposición y eliminación de residuos**

- Minimizar la cantidad de residuos. Utilice sólo lo necesario y evite el derroche.
- Separar los diferentes tipos de residuos. El depósito indiscriminado de residuos peligrosos, cristal roto, etc. en los basureros provoca accidentes entre el personal de mantenimiento. Tal como se mencionó en la sección 1.4, se requiere disponer de un contenedor especial para el material de vidrio roto.
- Desechar los productos químicos tóxicos en contenedores para tal fin (Figura I.5). No tirar directamente a la pileta ningún producto químico, ya que sus posibles propiedades tóxicas, corrosivas o inflamables pueden generar daños ambientales severos. Deben establecerse los procedimientos para el almacenamiento de residuos destinados a su recolección según la normativa vigente. Para esto es necesario el auxilio de un profesional especializado.
- No tirar en la pileta productos o residuos sólidos que puedan atascar las cañerías.



**Figura I.5.** Contenedores para productos químicos tóxicos de desecho. El rótulo indica la “corriente de desecho”, es decir el tipo de líquidos según la ley de residuos peligrosos. Área Centralizada de Actividades Prácticas, Facultad de Ciencias Químicas, UNC.

## **I.9. Acciones a seguir en caso de emergencia**

### *I.9.1. Incendio en el laboratorio*

- Aislar el foco de fuego: cortar la llave de paso del gas, alejar materiales inflamables y solventes. De ser posible, cortar el suministro de energía eléctrica. Los solventes orgánicos son los compuestos más proclives a arder. Si el incendio está aislado en un pequeño recipiente, se lo puede ahogar con una tapa no inflamable. Si el fuego se expandió en la mesa se puede apagar cubriéndolo con arena.
- No echar agua pues los solventes inflamables suelen flotar y lo único que se logrará es expandir la zona de fuego.
- Si el incendio es pequeño y localizado, utilizar extinguidores. El fuego se ataca desde la periferia hacia el centro; una manipulación inadecuada puede expandir el fuego en lugar de acotarlo.
- En caso de que la ropa se prenda fuego pedir ayuda, tirarse al suelo y rodar para apagar las llamas. No correr ni intentar llegar a la ducha de seguridad si no está cerca, pues al correr, el aire avivará el fuego.
- Para socorrer a la víctima, nunca utilice el extinguidor ni agua para apagar el fuego de la ropa. Acuéstela en el suelo y hágala rodar. Lo ideal es sofocar las llamas con una manta o tapado de lana. Nunca tire de la ropa si está pegada a la piel quemada. Una vez apagado el fuego, mantener a la persona tendida, procurando que no tome frío y dar asistencia médica inmediata.
- En caso de incendio, evacuar el laboratorio, llamar a los bomberos y dar parte a las autoridades. No entrar en pánico, y si oye la orden de evacuar, no cuestione la disposición: ¡váyase!

### *1.9.2. Quemaduras*

- Las pequeñas quemaduras pueden ser tratadas lavando la zona afectada con agua fría durante 10 a 15 minutos.
- Las quemaduras más graves requieren atención médica inmediata.
- No utilizar cremas o pomadas grasas.

### *1.9.3. Cortes*

Los cortes producidos por roturas de material de vidrio se tienen que lavar bien, con abundante agua, durante 10 minutos como mínimo. Si son pequeños y dejan de sangrar en poco tiempo, lavarlos con agua y jabón, cubrirlos con una venda o apósito limpio. Si son grandes y no paran de sangrar, requieren asistencia médica inmediata.

### *1.9.4. Derrames de productos químicos sobre la piel*

- Los productos químicos que se vierten sobre la piel deben ser lavados inmediatamente con agua abundante, como mínimo durante 15 minutos.
- Las duchas de seguridad deben utilizarse en aquellos casos en que la zona afectada sea grande y el lavado en la pileta sea insuficiente. La ducha de seguridad debe ser de fácil acceso y estar claramente señalizada. La Figura I.6. muestra una ducha de emergencia y un lavaojos, instalados en el Edificio de Trabajos Prácticos de la Facultad de Ciencias Químicas, UNC. En la misma figura se observa el matafuego fácilmente accesible.
- Sacar la ropa contaminada a la persona afectada lo antes posible mientras esté bajo la ducha.
- La rapidez en el lavado es muy importante para reducir la gravedad y la extensión de las heridas.
- Proporcionar asistencia médica.



**Figura I.6.** Ducha de emergencia y baño de ojos. Pasillo contiguo a los laboratorios de enseñanza, Facultad de Ciencias Químicas, UNC. Área Centralizada de Actividades Prácticas, Facultad de Ciencias Químicas, UNC.

#### *1.9.5. Contacto de productos químicos con los ojos*

- En este caso la rapidez con que se actúe es esencial (menos de 10 segundos) para disminuir el daño producido.
- El agua de los depósitos de duchas y lavaojos se debe cambiar periódicamente para que esté limpia siempre.
- Lavar los ojos con agua abundante durante 15 minutos como mínimo en el lavaojos o en su defecto en la pileta.
- Mantener los ojos abiertos con la ayuda de los dedos para facilitar el lavado debajo de los párpados.
- Es necesario recibir asistencia médica, por pequeña que parezca la lesión.

## Anexo I

### Equipos de protección personal

#### *Gafas protectoras*

Se recomiendan las de tipo universal, con protección lateral, como se indica en la Figura I.7.



**Figura I.7.** Gafas de seguridad con protección lateral.

#### *Guardapolvos*

Protegen la ropa (y consecuentemente el cuerpo). Los mejores son los de algodón, por ser los más absorbentes, y por lo tanto evitan el contacto de líquidos con la piel. Los guardapolvos de telas resistentes a los ácidos no sirven, por cuanto los ácidos los atraviesan y deterioran la ropa debajo del guardapolvo o producen quemaduras en la piel.

#### *Guantes protectores*

Los guantes protegen la piel e impiden la absorción de sustancias tóxicas, corrosivas o irritantes a través de ella. Los guantes de seguridad se fabrican en diferentes materiales (PVC, PVA, nitrilo, látex, neopreno, etc.) en función del producto químico a manipular. En la Tabla I.1 se informan las características de los guantes recomendados para algunas de las sustancias químicas utilizadas en el laboratorio o en el hogar.

| RESISTENCIA QUÍMICA DE GUANTES            |                            |          |                  |        |     |     |
|---|----------------------------|----------|------------------|--------|-----|-----|
| COMPUESTO QUÍMICO                         | Composición de los guantes |          |                  |        |     |     |
|   | Caucho natural o látex     | Neopreno | Buna-n (nitrilo) | Butilo | PVC | PVA |
| <b>Ácidos inorgánicos</b>                 |                            |          |                  |        |     |     |
| Ácido clorhídrico 38%                     | B                          | E        | B                | B      | E   | M   |
| Ácido fosfórico                           | B                          | E        | B                | B      | B   | M   |
| Ácido nítrico 70%                         | M                          | B        | I                | B      | R   | M   |
| <b>Disolventes aromáticos</b>             |                            |          |                  |        |     |     |
| Estireno                                  | M                          | R        | B                | NC     | I   | E   |
| Tolueno                                   | M                          | M        | E                | M      | B   | E   |
| <b>Disolventes acetonas</b>               |                            |          |                  |        |     |     |
| Acetona                                   | E                          | B        | I                | B      | I   | R   |
| Metil etil cetona                         | E                          | B        | R                | B      | M   | E   |
| Metil isobutil cetona                     | E                          | B        | R                | B      | R   | B   |
| <b>Disolventes clorados</b>               |                            |          |                  |        |     |     |
| Cloroformo                                | M                          | B        | B                | R      | M   | E   |
| Cloruro de metilo                         | R                          | B        | B                | NC     | M   | E   |
| Tetracloruro de carbono                   | M                          | R        | B                | M      | R   | E   |
| Tricloroetileno                           | M                          | B        | B                | NC     | M   | E   |
| <b>Disolventes derivados del petróleo</b> |                            |          |                  |        |     |     |
| Hexano                                    | M                          | R        | E                | NC     | R   | E   |
| Keroseno                                  | M                          | B        | E                | M      | R   | E   |
| Pentano                                   | R                          | B        | E                | M      | M   | E   |
| <b>Disolventes varios</b>                 |                            |          |                  |        |     |     |
| Acetato de etilo                          | I                          | B        | B                | B      | M   | I   |
| Acrilonitrilo                             | B                          | B        | R                | B      | I   | E   |
| Disolventes de pintura                    | R                          | B        | B                | NC     | R   | E   |
| Alcohol etílico                           | E                          | E        | B                | B      | B   | R   |

E = Excelente B = Bueno R = Regular I = Inferior M = Malo NC = No comprobado

**Tabla I.1.** Propiedades de los guantes de laboratorio.

### Uso seguro de productos químicos

Las normas de seguridad para la manipulación de productos químicos peligrosos son internacionales.

En 1965, el Consejo de Europa, reunido en Estrasburgo, publicó el “Libro Amarillo” sobre sustancias químicas peligrosas. De acuerdo con sus propuestas, dichos productos deben contar con etiquetas que incluyan pictogramas y letras en las que se indique el nivel de peligrosidad.

A partir del año 2003, algunos de los pictogramas del Libro Amarillo se modificaron para dar lugar a un nuevo sistema que permite, con mayor claridad, identificar los peligros asociados a las sustancias químicas y sus mezclas. Se trata del “Sistema Globalmente Armonizado de Clasificación y Etiquetado de Productos Químicos” (SGA). Es utilizado internacionalmente para clasificar productos químicos según sus propiedades fisicoquímicas, toxicológicas y efectos sobre la salud y el ambiente. En la Figura I.8 se muestran los pictogramas del nuevo sistema.



**Figura I.8.** Pictogramas utilizados en el Sistema Globalmente Armonizado para advertir los peligros de los productos químicos. Imagen adaptada de la página web de la Superintendencia de Riesgos del Trabajo de la República Argentina.

[https://www.srt.gob.ar/wp-content/uploads/2014/03/images\\_pdf\\_SGA.pdf](https://www.srt.gob.ar/wp-content/uploads/2014/03/images_pdf_SGA.pdf)

Los símbolos de los pictogramas pueden ser utilizados individualmente o en combinación con otros, según las propiedades del producto. Por ejemplo, para informar

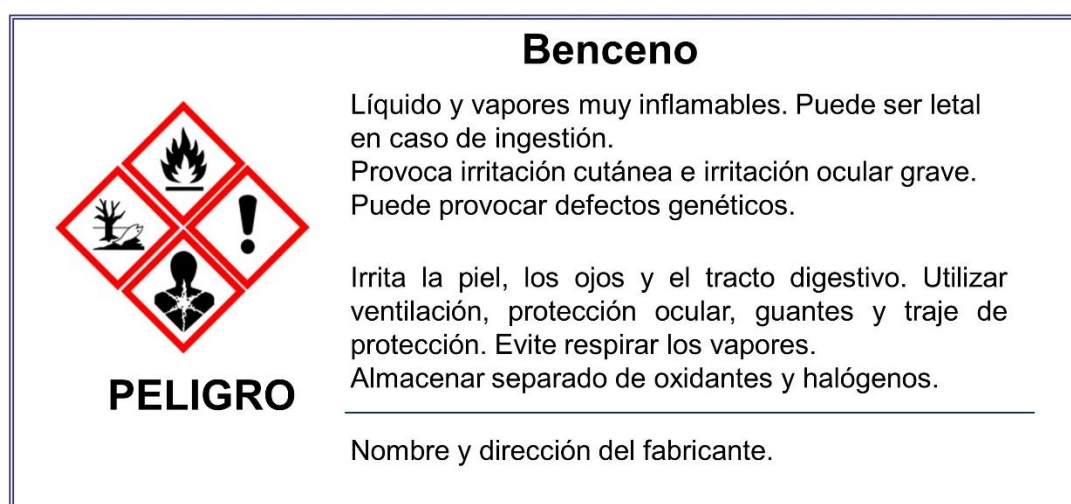
acerca de la peligrosidad del ácido clorhídrico, HCl, se deben utilizar, simultáneamente, los dos pictogramas mostrados en la Figura I.9.



**Figura I.9.** Pictogramas utilizados para advertir los peligros del ácido clorhídrico.

El SGA también regula el etiquetado de los productos químicos, que deberán brindar información general de su peligrosidad, además de datos del fabricante.


La Figura I.10 muestra un ejemplo de etiquetas para dos productos orgánicos, el benceno,  $C_6H_6$ , y la acetona,  $CH_3C(O)CH_3$ . En ellas se informan el nombre del producto, los pictogramas del SGA, advertencias, consejos de prudencia, nombre y domicilio de cada fabricante.



**Figura I.10.** Ejemplo de la información que se presenta en una etiqueta de una botella de benceno.

La exploración minuciosa de los detalles que figuran en la etiqueta del producto permite la identificación rápida de los riesgos asociados antes de su utilización. Si bien la información de la etiqueta es valiosa, tiene sus limitaciones, y no alcanza para trabajar bajo condiciones seguras. Es necesario leer la Ficha de Seguridad, para acceder a información complementaria, muy pertinente, como puede observarse en la Figura I.11. Allí se muestra un extracto de la Ficha de Seguridad para el benceno. Se indican las precauciones necesarias, riesgos potenciales, efectos tóxicos, propiedades fisicoquímicas y riesgos ambientales.



| <b>BENCENO</b><br>C10H6<br>Benzol<br>CAS: 71-43-2<br>N° ONU: 1114<br>CE: 200-753-7  |  | ICSC: 0015<br>Noviembre 2016   |  |
|---|--|--|--|
| <b>INCEINDIO Y EXPLOSIÓN</b>  | <b>PELIGROS</b>  | <b>PREVENCIÓN</b>  | <b>LUCHA CONTRA INCENDIOS</b>  |
| Altamente inflamable. Las mezclas vapor/aire son explosivas. Riesgo de incendio y explosión. Ver Peligros Químicos.   | Evitar las llamas. NO producir chispas y NO fumar. Sistema cerrado, ventilación, equipo eléctrico y de alumbrado a prueba de explosión. NO utilizar aire comprimido para llenar, vaciar o manipular. Utilicéense herramientas manuales no generadoras de chispas. Evitar la generación de cargas electrostáticas (p. ej., mediante conexión a tierra).   | Usar espuma, agua pulverizada, dióxido de carbono, polvo. En caso de incendio: mantener fríos los bidones y demás instalaciones rociando con agua. |  |
| <b>¡EVITAR TODO CONTACTO!</b>   |  |  |  |
| <b>Inhalación</b>   | <b>SÍNTOMAS</b>  | <b>PREVENCIÓN</b>  | <b>PRIMEROS AUXILIOS</b>   |
| Vértigo. Somnolencia. Dolor de cabeza. Náuseas. Jadeo. Convulsiones. Pérdida del conocimiento.  | Usar ventilación, extracción localizada o protección respiratoria.   | Aire limpio, reposo. Proporcionar asistencia médica.   |  |
| <b>Piel</b>   | ¡PUEDE ABSORBERSE! Piel seca. Enrojecimiento. Dolor. Además ver Inhalación.  | Guantes de protección. Traje de protección.  | Quitar las ropas contaminadas. Aclarar la piel con agua abundante o ducharse. Proporcionar asistencia médica.  |
| <b>Ojos</b>   | Enrojecimiento. Dolor.   | Utilizar pantalla facial o protección ocular en combinación con protección respiratoria.   | Enjuagar con agua abundante durante varios minutos (quitar las lentes de contacto si puede hacerse con facilidad), después proporcionar asistencia médica. |
| <b>Ingestión</b>  | Dolor abdominal. Dolor de garganta. Vómitos. Además ver Inhalación.  | No comer, ni beber, ni fumar durante el trabajo.   | Enjuagar la boca. NO provocar el vómito. Proporcionar asistencia médica.   |
| <b>DERRAMES Y FUGAS</b>   |  |  |  |
| Eliminar toda fuente de ignición. ¡Evacuar la zona de peligro! ¡Consultar a un experto! Protección personal: traje de protección completo incluyendo equipo autónomo de respiración. NO verterlo en el alcantarillado. NO permitir que este producto químico se incorpore al ambiente. Recoger, en la medida de lo posible, el líquido que se derrama y el ya derramado en recipientes precintados. Absorber el líquido residual en arena o absorbente inerte. A continuación, almacenar y eliminar el residuo conforme a la normativa local. | Conforme a los criterios del GHS de la ONU<br><br><b>PELIGRO</b>   |  |  |
| <b>ALMACENAMIENTO</b>   | Líquido y vapores muy inflamables<br>Puede ser mortal en caso de ingestión y de penetración en las vías respiratorias<br>Provoca irritación cutánea<br>Provoca irritación ocular grave<br>Puede provocar defectos genéticos<br>Puede provocar cáncer<br>Provoca daños en la médula ósea y el sistema nervioso central tras exposiciones prolongadas o repetidas<br>Nocivo para los organismos acuáticos, con efectos nocivos duraderos |  |  |
| A prueba de incendio. Separado de alimentos y piensos, oxidantes y halógenos. Almacenar en un área sin acceso a desagües o alcantarillas.   | <b>ENVASADO</b><br>Transporte<br>Clasificación ONU<br>Clase de Peligro ONU: 3; Grupo de Embalaje/Envase ONU: II  |  |  |
| No transportar con alimentos y piensos.   |  |  |  |

**Figura I.11.** Ficha de seguridad del benceno. Datos tomados de [http://www.ilo.org/dyn/icsc/showcard.display?p\\_card\\_id=15&p\\_edit=&p\\_version=2&p\\_lang=es](http://www.ilo.org/dyn/icsc/showcard.display?p_card_id=15&p_edit=&p_version=2&p_lang=es)

También pueden observarse los pictogramas del SGA, los cuales se incluyen en todas las fichas. La información fue tomada de la página electrónica del Instituto Nacional de Seguridad y Salud en el Trabajo del Gobierno de España (Ministerio de Trabajo y Economía Social): <https://www.insst.es/fisq>, de acceso gratuito. En esta misma página se pueden obtener Fichas de Seguridad análogas para otros compuestos.

Además del SGA, existe otro sistema denominado “Diamante de materiales peligrosos”, que también informa acerca de la peligrosidad de cada producto químico. Este sistema, empleado por la Asociación Nacional de Protección contra el Fuego de Estados Unidos (en inglés: *National Fire Protection Association, NFPA 704*), tiene como ventaja la posibilidad de resumir en un símbolo diferentes aspectos de la peligrosidad del producto. El sistema se basa en un diamante formado por cuatro rombos<sup>1</sup> internos de diferentes colores, rojo, azul, amarillo y blanco, ubicados en la parte superior, a la derecha, a la izquierda y en la parte inferior del diamante, respectivamente. Cada rombo alerta sobre el tipo de riesgo, caracterizado por niveles, tal como sigue.

El rombo rojo indica riesgo de inflamabilidad; el azul alerta sobre riesgos para la salud, en tanto que el amarillo indica el riesgo de reactividad y el rombo blanco informa sobre riesgos especiales.

Los niveles de riesgo indicados para cada rombo son:

#### Rombo Rojo

Nivel 4 (Extremo). Se vaporiza completa o rápidamente a temperaturas menores a 22°C.

Nivel 3 (Grave). Inflamable a temperaturas entre 22°C y 38 °C.

Nivel 2 (Moderado). Inflamable entre 38 y 93°C.

Nivel 1 (Ligero). Inflamable por encima de 93°C.

Nivel 0 (No inflamable). No se quema aún a altas temperaturas.

#### Rombo azul

Nivel 4 (Muy tóxico). Puede causar la muerte.

Nivel 3 (Tóxico). Puede causar daños graves o permanentes.

Nivel 2 (Moderadamente tóxico). Puede generar incapacidad temporal o daños permanentes.

Nivel 1 (Ligeramente tóxico). Puede causar irritación y daños residuales menores.

Nivel 0 (Riesgo mínimo). No reviste peligro.

#### Rombo amarillo

Nivel 4 (Extremo). Puede explotar en condiciones de temperatura y presión ambiente.

---

<sup>1</sup> Para ser precisos, no son rombos sino cuadrados de punta.

Nivel 3 (Grave). Puede explotar por exposición a altas temperaturas o golpes.

Nivel 2 (Moderado). Experimenta cambio químico violento cuando es expuesto a temperaturas y presiones elevadas.

Nivel 1 (Ligero). Estable, puede volverse inestable por calentamiento.

Nivel 0 (Mínimo). Estable.

### Rombo blanco

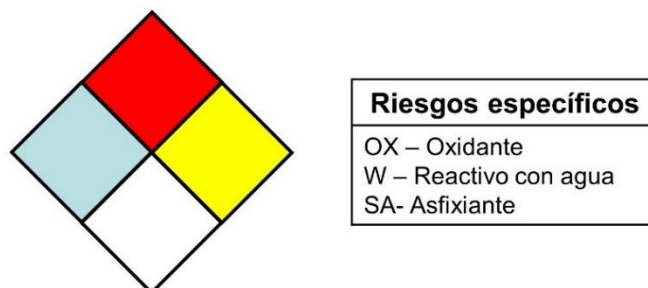
Los riesgos especiales que se mencionan son:

OX – Oxidante

W – Reactivo con agua

SA - Asfixiante

La Figura I.12 muestra el diseño propio de este sistema y un resumen de la información que debe presentarse en cada rombo.



| Nivel de riesgo       | Inflamabilidad                           | Riesgos a la salud                                      | Reactividad   |
|-----------------------|--|---|---|
| <b>4<br/>Extremo</b>  | Inflamable a temperaturas menores a 22°C | Muy tóxico. Puede causar la muerte.                     | Puede explotar en condiciones de temperatura y presión ambiente.                        |
| <b>3<br/>Grave</b>    | Inflamable entre 22 y 38°C.              | Puede causar daños graves o permanentes.                | Puede explotar por exposición a altas temperaturas o golpes.                            |
| <b>2<br/>Moderado</b> | Inflamable entre 38 y 93°C.              | Puede generar incapacidad temporal o daños permanentes. | Experimenta cambio químico violento si es expuesto a temperaturas y presiones elevadas. |
| <b>1<br/>Ligero</b>   | Inflamable por encima de 93°C.           | Puede causar irritación y daños residuales menores.     | Estable, puede volverse inestable por calentamiento.                                    |
| <b>0<br/>Mínimo</b>   | No inflamable                            | No reviste peligro.                                     | Estable.  |

**Figura I.12.** Diseño de la NFPA para informar los riesgos de un producto químico. Adaptado de <https://commons.wikimedia.org/wiki/File:NFPA704.jpg>  
<https://www.compliancesigns.com/p/nfpaprintedselector>

Si un frasco carece de la etiqueta adecuada, consulte antes de usarlo. Si está rotulado, pero no aporta la información pertinente, consultar los catálogos de sustancias químicas *Aldrich* o *The Merck Index*, 10<sup>th</sup> Ed., Merck & Co., Inc., New York, 1983, (disponibles en la Biblioteca de la Facultad de Ciencias Químicas, UNC).

La ausencia de etiquetas NO indica ausencia de riesgos.

## ACTIVIDADES CAPÍTULO I

### I.10. Actividades con lápiz y papel. Las normas de seguridad, desde la teoría a la práctica

#### Objetivos

- Contribuir al desarrollo del sentido común relacionado con la seguridad.
- Contribuir a la toma de conciencia de la necesidad de cumplir con las normas de seguridad y de su implementación en los laboratorios de las escuelas, en el hogar y en la comunidad.
- Detectar situaciones problemáticas comunes en el desarrollo de actividades de laboratorio.
- Identificar potenciales factores de riesgo dentro de un laboratorio escolar y elaborar posibles estrategias preventivas.

#### Situaciones problemáticas

- Realice un listado de los elementos de seguridad que deberían estar presentes en un laboratorio de química.
- Indique qué elementos de seguridad están disponibles en el laboratorio de su escuela y cuáles no. ¿Cómo podría subsanar las faltas detectadas?
- ¿Qué factores de riesgo suelen presentarse en un laboratorio escolar?
- Haga un listado con las normas de seguridad indispensables y que deben ser cumplidas en el laboratorio escolar.
- Haga un listado de actitudes de seguridad que se desprenden del sentido común.
- ¿Por qué se debe utilizar guardapolvo? ¿Por qué deben ser de algodón?
- ¿Cómo fomentar el cumplimiento de las normas de seguridad por parte de estudiantes, docentes y personal de apoyo?
- Discuta sobre posibles accidentes que podrían ocurrir en el laboratorio escolar, y sugiera posibles acciones frente a estas situaciones.
- Haga un listado de los posibles factores de riesgo en el hogar, principalmente aquellos que podrían afectar a los niños.
- Discuta la siguiente afirmación: “Los accidentes no existen, son imprevisiones”.

#### Aplicaciones de las normas de seguridad y análisis crítico del espacio del laboratorio escolar

- Mediante un paseo con los alumnos por los diferentes ámbitos de la escuela, reconocer los elementos de seguridad existentes.

- En el mismo paseo, detectar los factores de riesgo posibles y discutir la forma de afrontarlos.

### **Presentación de un diagnóstico del estado de situación del laboratorio de la escuela**

- Analice críticamente con sus alumnos las disponibilidades, las falencias y las propuestas para incrementar la seguridad. En caso de carecer de laboratorio, analizar conjuntamente ideas para acondicionar algún espacio en el aula o en la escuela donde poder realizar experimentos de bajo riesgo.

### **Contribuciones para aumentar los niveles de seguridad en la escuela**

- Construir, en grupo, láminas de seguridad para el laboratorio escolar.
- Organizar un concurso de afiches de seguridad
- Exponer los trabajos realizados y seleccionar los más adecuados para su inclusión en el laboratorio escolar.
- Construcción de un código de respuesta rápida QR (del inglés Quick Response), para compartir el material entre los estudiantes mediante sus celulares

Estas actividades podrían realizarse de manera integrada con asignaturas de las áreas de ciencias naturales, plástica y técnicas de información y comunicación (TICs).

### **Seamos protagonistas de la seguridad en casa**

- Leer las etiquetas de envases de productos de limpieza de uso en el hogar, observar e interpretar los pictogramas que aparecen en cada uno y anotar su composición química.
- De acuerdo con lo estipulado en los sistemas SGA y NFPA 704, diseñar las etiquetas correspondientes a los siguientes productos químicos: hipoclorito de sodio, NaClO (lavandina), etanol (alcohol medicinal) C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH, limpiadores de horno en base a amoníaco NH<sub>3</sub>.
- Adosar las etiquetas a los recipientes, tomar fotografías y compartirlas entre los compañeros del curso.
- Comentar los niveles de riesgo de los productos de uso hogareño con otras personas, dentro y fuera de la escuela: familiares, amigos, vecinos.
- Compartir los conocimientos sobre las normas de seguridad, a fin de disminuir los riesgos y a hacer más seguro nuestro hábitat

## II. EL PROCESO DE MEDICIÓN Y LAS UNIDADES

### II.1. Introducción

El concepto de unidad de medida está íntimamente ligado a la actividad de medir, fundamental para la construcción y la comprensión del mundo. La agricultura, la urbanización, el intercambio de bienes y servicios, la ciencia y la tecnología, el arte, en suma, la cultura, implican un perfeccionamiento creciente de la medición.

*Medir consiste en comparar la cantidad de la propiedad de interés con la cantidad de la misma propiedad de otro objeto, arbitrariamente elegido como patrón, y que constituye la unidad de medición.*

Los patrones de medida y los procedimientos para medir se han modificado de una región a otra y a lo largo de la historia. Pueblos tan antiguos como los sumerios, y otras civilizaciones mesopotámicas del Asia Menor ya contaban, casi 4000 años antes de nuestra era, con patrones de medida. Sin constituir sistemas métricos consistentes como los actuales, las unidades fueron definidas con la precisión necesaria para el desarrollo de una valiosa cultura. Es lo que indican los descubrimientos arqueológicos de las ruinas, por ejemplo, de Nínive y Babilonia. Sus palacios, torres y monumentos son de una complejidad y valor artístico sorprendentes. Las unidades de medida mesopotámicas tuvieron fuerte incidencia en el desarrollo de otros pueblos, como egipcios, fenicios, hebreos, persas, árabes, ya sea de manera directa o a través de las equivalencias necesarias para el comercio.

La medición del tiempo fue fundamental para establecer, por ejemplo, los calendarios de siembra y predecir la llegada de las lluvias. El calendario caldeo, basado en conocimientos astronómicos de origen no documentado, dejó su impronta en la civilización occidental. En nuestro continente, la avanzada astronomía de las culturas precolombinas en América Central dio lugar a calendarios más exactos que los mesopotámicos, en particular el de los mayas.

Durante mucho tiempo los patrones de medida, en particular los de longitud, se relacionaron con el cuerpo humano: el ancho del pulgar, el largo del pie, del brazo, de ambos brazos. El método, conveniente por su practicidad pero inconsistente, requirió acuerdos respecto al cuerpo elegido en particular, y a cómo desarrollar estrategias para

la constancia de los patrones. En el antiguo Egipto, se desarrollaron métodos de medición muy eficaces, sorprendentes por lo avanzado de su concepción. A partir de la III Dinastía (2700 a.C) se impuso, para la realización de edificios, pirámides, y otros monumentos, el *codo real o cúbito real*: distancia desde el codo a la punta del dedo mayor extendido del faraón, al que se le sumó el ancho de su mano. Esta distancia fue fijada en un estándar de granito y equivalía a 0,524 m. Los constructores de pirámides contaban con estándares de madera que, periódicamente, debían calibrar con respecto al de granito. Los artefactos de medida eran celosamente conservados, y se sancionaba severamente a quienes los modificaran. La precisión de las medidas en la construcción de las pirámides es sorprendente, con una incertidumbre por debajo del 0,025%. La “Cámara del Rey” en la Gran Pirámide, mide 5,24 m de ancho por 10,48 m de largo, es decir, 10 por 20 codos reales respectivamente. También se usaron patrones de medida para la distribución de las tierras de cultivo. En la Figura II.1. se muestran algunos de los patrones de medición de las unidades egipcias de masa y de longitud.



**Figura II.1.** Pesas y medidas del antiguo Egipto. Siglo XIV a. C. Museo del Louvre. En primer plano, el codo egipcio.

Patrones similares se usaron en Europa durante la Edad Media por acuerdos que consistieron en utilizar las medidas corporales del rey. La yarda, que data de 1305, era la distancia entre la punta de la nariz y la punta del dedo mayor con el brazo completamente estirado de Eduardo II de Inglaterra. Más de tres siglos después, se definió el pie,



como el largo del pie del rey de Francia, Luís XIV. Estos estándares de medida no siempre fueron aceptados por todos, de modo que podían cambiar de una ciudad a otra, y así entorpecer el comercio.

Ya en el Renacimiento, era habitual que los gremios de artesanos contaran con unidades propias de su actividad.

*Los sistemas de medici3n basados en las dimensiones del cuerpo humano se denominan antropométricos.*

La Revoluci3n Francesa de 1789, gracias al trabajo de los enciclopedistas, estableci3 un sistema de medici3n único, el Sistema Métrico Decimal, basado en múltiplos y submúltiplos de diez y en patrones que no eran locales ni antropométricos. Trataron de fundamentar la definici3n de las unidades en fen3menos invariables, por ejemplo, la distancia del polo norte al ecuador para definir la unidad de longitud. Sin embargo, estos patrones eran difícilmente accesibles desde el punto de vista práctico. Fue necesario el uso de artefactos, como el prototipo del metro patr3n, adoptado en Francia en 1799. Este país trat3 de establecer un sistema de medici3n único, definido de forma concertada y de aplicaci3n universal. No fue fácil, tanto por razones políticas e hist3ricas como por la resistencia a cambiar los sistemas tradicionales.

Actualmente consideramos que un patr3n de medida debe ser definido con precisi3n, ser accesible e invariable. Gracias al Sistema Métrico Decimal y sus sucesivas adecuaciones, disponemos de sistemas de unidades universalmente aceptados, lo que constituye un logro de la cooperaci3n científica y de la política. Estos acuerdos han contribuido enormemente al progreso y al entendimiento de los pueblos, siendo la base del intercambio cultural entre los diferentes países. No obstante, algunas de las unidades antiguas (pulgadas, pies, libras, quilates, fanegas, etc.) se siguen usando en algunos ámbitos, por conveniencia o por tradici3n, y son aceptables en la medida que respeten sus equivalencias, claramente establecidas, con el Sistema Internacional de Unidades (ver punto II.2.1)

La medici3n está indisolublemente ligada al concepto de magnitud física. Por tal entendemos aquellas propiedades de los sistemas físicos a los que se les puede asignar un valor numérico en un sistema de unidades explícitamente indicado.

*Magnitudes físicas: propiedades de los sistemas físicos a los que se puede asignar un valor numérico en un sistema explícito de unidades.*

Es un hecho indiscutido que el valor verdadero de una magnitud, lo que podríamos llamar su valor exacto, es una abstracción experimentalmente inaccesible, independientemente de la perfección del instrumento de medida. Siempre habrá alguna diferencia entre el valor medido y el valor verdadero, que si el instrumento es bueno será pequeña, pero nunca nula. Llamamos *incerteza* (algunos autores prefieren el *término incertidumbre*) a esta diferencia. Es frecuente el término “error” para indicar la incerteza, en cuyo caso, es necesario salvar la ambigüedad entre error y equivocación.

El procedimiento adecuado para acercarnos lo más posible al valor verdadero es medir muchas veces una misma magnitud y promediar los valores obtenidos. El resultado es lo que llamamos el *valor medio*. Esto da lugar a otros dos conceptos íntimamente ligados al proceso de la medición: la precisión y la exactitud.

*La precisión es un indicador del grado de reproducibilidad de la magnitud medida, es decir, la proximidad entre los resultados obtenidos en las mediciones repetidas de la misma magnitud.*

*La exactitud de una medición nos indica cuán cerca están el valor medio y el valor real.*

Un instrumento puede tener alta precisión y ser inexacto, cuando está afectado de una falla permanente de cualquier tipo. Lo inverso es muy poco probable, que un instrumento posea un nivel alto de exactitud con una pobre precisión.

Hay dos tipos de magnitudes claramente distinguibles: las magnitudes escalares y las vectoriales.

Las *magnitudes escalares* no necesitan más que un número y la unidad correspondiente para quedar perfectamente definidas. No se modifican cuando cambia la ubicación espacial del observador. Tal es el caso de la masa, el volumen, la temperatura, la presión, la rapidez, etc. Hay un tipo de unidades que por sus características son adimensionales, como el caso del radián (m/m) y el esterrradián, ( $m^2/m^2$ ) utilizadas para medir ángulos planos y ángulos sólidos, respectivamente.

*Un radián* es el ángulo plano entre dos radios de un círculo que cortan sobre la circunferencia un arco de longitud igual al radio, y *un esterrradián* (sr) es la medida de un ángulo sólido que, teniendo su vértice en el centro de una esfera, determina en la superficie de ésta, un casquete esférico cuya área es igual al radio de la esfera al cuadrado.

Las *magnitudes vectoriales* necesitan, para quedar unívocamente definidas, una dirección y un sentido, además del valor de su intensidad. Son representadas por un vector, es decir, un segmento orientado. El largo del segmento es proporcional a la intensidad y se denomina módulo. Ejemplos de estas magnitudes son la velocidad, la aceleración y la fuerza.

## II.2. Unidades

Tal como discutimos en el punto anterior, la medición requiere comparar la cantidad de la propiedad de interés con la cantidad de la misma propiedad de otro objeto: la unidad de medición.

*La unidad de medida es una cantidad convenientemente elegida de una magnitud física y que se constituye en patrón de referencia.*

Se definen unidades básicas y unidades derivadas de ellas. La división entre ambas es convencional y no responde a una cuestión de orden físico.

### II.2.1. Sistema Internacional de Unidades

*El conjunto coherente de unidades de medida en el que cada magnitud tiene una única unidad asociada se conoce como sistema de unidades.*

El Sistema Internacional de Unidades (SI) es utilizado no sólo en las ciencias básicas, sino también en el comercio internacional, la industria, la salud, la protección ambiental, la seguridad y en muchas otras actividades. Fue adoptado en el año 1960 como resultado de la 11ª Conferencia General sobre Pesos y Medidas (CGPM). Estas conferencias internacionales se repiten periódicamente, desde la 1ª CGPM realizada en 1889. Actualmente tienen lugar cada cuatro años y aportan documentos de carácter público donde se informan los acuerdos logrados en materia de unidades, definiciones, nomenclaturas, formas de indicar múltiplos y submúltiplos, y otros aspectos de interés. Las resoluciones y acuerdos de cada reunión están disponibles en el portal de la Oficina Internacional de Pesos y Medidas, *Bureau International de Poids et Mesures*, BIPM.

La tendencia a lo largo de las sucesivas CGPM ha sido el abandono gradual de patrones basados en artefactos (medición de longitudes y masas), en variables astronómicas para la medición del tiempo, o en experimentos físicos (es el caso del kelvin y del

ampere). Esto se justifica por las alteraciones que inevitablemente sufren los artefactos, y a los errores inherentes a todo experimento físico.

A partir de la segunda mitad del siglo XX, los desarrollos de la relatividad general y la óptica cuántica permitieron la definición de las primeras unidades “desmaterializadas”: la candela en 1954, el segundo en 1967 y el metro en 1983. Los cambios más profundos se dieron a partir de la 26ª CGPM, aprobados el 18 de noviembre de 2018, que entró en vigencia el 20 de marzo de 2019, día del 144º aniversario de la Convención del Metro, establecido como Día Mundial de la Metrología.

Las resoluciones de esta conferencia, que marcan un antes y un después en la metrología, acordaron que la totalidad del SI se base en siete constantes naturales, cuyos valores numéricos corresponden a las mejores mediciones realizadas hasta 2018. Las unidades del SI quedan definidas mediante una ecuación que involucra a una o varias de estas constantes, denominadas *constantes definitorias*.

Lo anterior implica que todas las unidades pueden ser puestas en práctica en cualquier lugar del mundo e incluso, fuera de nuestro planeta. Si el nuevo paradigma tiene éxito, la evolución de las tecnologías impactará en la puesta en práctica de las unidades, pero no en su definición.

Las modificaciones de la 26ª CGPM, si bien son importantísimas tanto desde el punto de vista conceptual como por sus aplicaciones a los desarrollos más recientes de la ciencia y la tecnología, no afectan significativamente las mediciones de la vida diaria.

En primer término, consideraremos las unidades tal como se han definido con anterioridad a la 26ª CGPM, para luego analizar, en el punto II.5, los cambios introducidos por dicha conferencia.

La Tabla II.1 muestra las siete *unidades básicas o fundamentales* del SI.

| <b>Dimensiones<br/>(magnitud física)</b> | <b>Símbolo de la<br/>cantidad física</b> | <b>Unidades bá-<br/>sicas</b> | <b>Símbolo de la<br/>unidad SI</b> |
|--|--|-------------------------------|------------------------------------|
| Longitud                                 | l (ele)                                  | metro                         | m                                  |
| Tiempo                                   | T  | segundo                       | s                                  |
| Masa                                     | M  | kilogramo                     | kg                                 |
| Corriente eléctrica                      | I (vocal i)                              | amperio                       | A                                  |
| Temperatura termodinámica                | T  | kelvin                        | K                                  |
| Cantidad de sustancia                    | N  | mol                           | mol                                |
| Intensidad luminosa                      | I <sub>v</sub> (vocal i)                 | candela                       | cd                                 |

**Tabla II.1:** Unidades Básicas del Sistema Internacional.

| Submúltiplo | Prefijo | Símbolo | Múltiplo  | Prefijo | Símbolo |
|-------------|---------|---------|-----------|---------|---------|
| $10^{-1}$   | deci    | d       | 10        | deca    | da      |
| $10^{-2}$   | centi   | c       | $10^2$    | hecto   | h       |
| $10^{-3}$   | mili    | m       | $10^3$    | kilo    | k       |
| $10^{-6}$   | micro   | $\mu$   | $10^6$    | mega    | M       |
| $10^{-9}$   | nano    | n       | $10^9$    | giga    | G       |
| $10^{-12}$  | pico    | p       | $10^{12}$ | tera    | T       |
| $10^{-15}$  | femto   | f       | $10^{15}$ | peta    | P       |
| $10^{-18}$  | atto    | a       | $10^{18}$ | exa     | E       |
| $10^{-21}$  | zepto   | z       | $10^{21}$ | zetta   | Z       |
| $10^{-24}$  | yocto   | y       | $10^{24}$ | yotta   | Y       |

**Tabla II.2:** Prefijos para múltiplos y submúltiplos de las unidades y sus símbolos.

El resto son las *magnitudes derivadas*, algunas de las cuales se muestran en la Tabla II.3 que discutiremos en el apartado II.4. Estas magnitudes se obtienen como producto de potencias de las unidades básicas. No hay un número fijo de unidades derivadas, ya que permanentemente se definen nuevas, fruto del avance de la ciencia y la tecnología.

### II.2.2. Múltiplos y submúltiplos de las unidades básicas y derivadas

Según el ámbito de aplicación, es necesario trabajar con múltiplos y submúltiplos de las unidades, para lo cual son muy útiles los prefijos basados en potencias positivas y negativas de base 10. Estos exponentes reciben nombres característicos y símbolos particulares, tal como se indica en la Tabla II.2. Note que los submúltiplos de las unidades se indican con letras minúsculas, mientras que se utilizan mayúsculas para los múltiplos, con excepción de deca, hecto y kilo.

Hay otros sistemas de unidades que siguen siendo de utilidad, según usos y costumbres. En cuanto a la ciencia y la tecnología, se recomienda que el SI sea el único sistema usado. Cuando existan razones especiales para establecer excepciones a este acuerdo, se recomienda incluir una definición de las unidades usadas en términos del SI.

En nuestro país rige, desde el año 1972 y por efectos de la Ley 19.511, el Sistema Métrico Legal Argentino, SIMELA, de uso obligatorio en todo el territorio nacional. El SIMELA adhiere al Sistema Internacional de Medidas.

### *II.2.3. Reglas generales para los símbolos de las unidades*

Con la finalidad de evitar ambigüedades, sucesivas CGPM han acordado las siguientes reglas:

- Los símbolos para las unidades deben ser impresos en letras minúsculas, a menos que deriven de nombres de personas, en cuyo caso se usan letras mayúsculas. Una excepción, incorporada en la 16ª CGPM de 1979, es el símbolo para litro, que puede ser minúscula (l) o mayúscula (L), para evitar posibles confusiones entre la letra ele (l) y el número uno (1). El nombre de la unidad se escribe en minúsculas, aunque derive del nombre de una persona.

Ejemplos: m (metro); s (segundo); J (joule); Hz (hertz)

- Los múltiplos y submúltiplos de las unidades pueden indicarse mediante el uso de los prefijos definidos en la Tabla II.2. El prefijo múltiplo o submúltiplo es parte de la unidad y se escribe sin espacio (km y no k m). Los prefijos nunca se usan aislados Tampoco se aceptan prefijos compuestos. Expresiones como “milicentímetro” no existen.

Ejemplos: nm (nanómetro); kHz (kilohertz); Mg (megagramo)

- Los símbolos para las unidades deben ser impresos en caracteres romanos (rectos), independientemente del tipo de letra usado en el texto. No deben cambiar en el plural ni ir seguidos de punto, excepto al final de una frase. Los símbolos de las unidades son entidades matemáticas y no abreviaturas.

Forma correcta: **r = 10 cm**

Formas incorrectas: r = 10 cm.

r = 10 cms.

r = 10 ctms.

- Cuando los símbolos aparecen en productos o cocientes se aplican las reglas básicas de la multiplicación y de la división. En la multiplicación deben separarse de otros símbolos por un espacio, por el signo de multiplicación, por un punto o por paréntesis. La división de unidades se indica por una línea horizontal, una oblicua (/) o un exponente negativo. La barra oblicua no debe usarse más de una vez sin el uso de paréntesis.

Formas correctas: **(a/b)/c** o **a b<sup>-1</sup>c<sup>-1</sup>**

Forma incorrecta: a/b/c

Por ejemplo,

Formas correctas: 120 kg m<sup>2</sup> s<sup>-2</sup>

120 kg × m<sup>2</sup> × s<sup>-2</sup>

120 (kg m<sup>2</sup>) / s<sup>2</sup>

120 (kg × m<sup>2</sup>) / s<sup>2</sup>

Forma incorrecta: 120 kg/m<sup>2</sup>/s<sup>2</sup>

Las formas de indicar los cocientes utilizando la barra oblicua o el exponente negativo, como en el caso de kg/m<sup>3</sup> o kg m<sup>-3</sup> son correctas y en este libro ambas formas se usan indistintamente.

La expresión “un kilo” no es válida, ya que la letra k por sí sola no representa ni kilómetro ni kilogramo).

### II.3. Unidades básicas o fundamentales

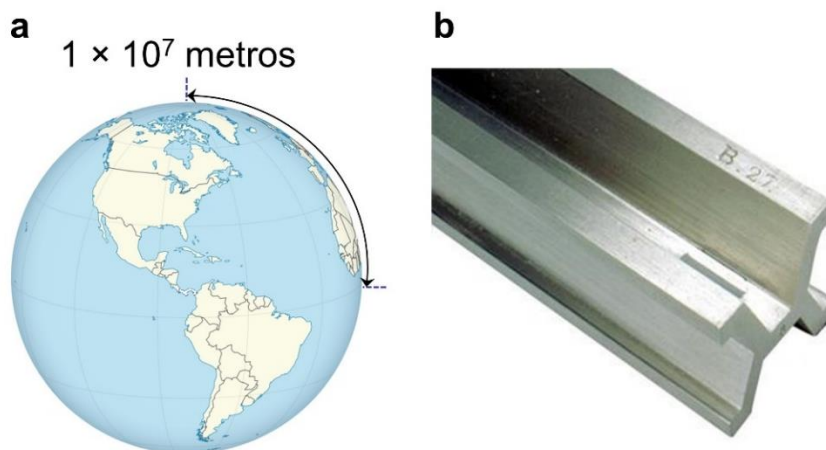
Las unidades básicas o fundamentales del SI se han establecido de modo convencional. En la Tabla II.1 se muestran los símbolos correspondientes a cada una de ellas. Trataremos las definiciones de las unidades según los sucesivos CGPM hasta la 25<sup>o</sup> CGPM. Las nuevas definiciones que emanan de la 26<sup>o</sup> Conferencia, se tratan en el punto II.5.

#### II.3.1. Longitud

*La unidad básica de longitud es el metro.*

Para superar los inconvenientes propios de las medidas antropométricas y con el espíritu de definir un patrón de medida que no reflejara las particularidades de cada país, a fines del siglo XVIII se consideró que la unidad de longitud sería la distancia desde el Polo Norte hasta el Ecuador dividida en diez millones de partes iguales, a las que se llamó *metro*. La medición del cuarto del meridiano terrestre fue un enorme desafío para la época, desde el punto de vista científico y técnico. La Asamblea Nacional de 1791 de la Revolución Francesa estableció por decreto la medición del cuadrante. Para esto debió medirse la distancia en línea recta entre Dunkerque, en Francia, y Barcelona, en España, con un punto intermedio en Rodez, al sur de Francia. Dicha línea es parte del meridiano que pasa por París. Estuvieron involucrados científicos y matemáticos como Andrien-Marie Legendre (1752-1833). El procedimiento requirió el desarrollo de técnicas geodésicas y de trigonometría esférica. Las mediciones directas fueron hechas por el matemático y astrónomo Jean Baptiste Delambre (1749-1822) y el astrónomo Pierre François André Méchain (1744-1804), quienes utilizaron el método de triangulación del matemático holandés Willebrord Snell (1580-1626). La expedición se inició en 1792 y duró seis años.

La longitud del metro fue marcada en una barra de aleación de 90% platino y 10% iridio, resistente a la deformación y a la corrosión, y fue por definición el patrón de unidad de longitud. Fue presentado oficialmente el 22 de junio de 1799. Se encuentra en la Oficina Internacional de Pesas y Medidas, *Bureau International de Poids and Mesures* (BIPM) en Sèvres, Francia.



**Figura II.2.** Definiciones del metro patrón. **a.** Dibujo del cuarto de meridiano terrestre utilizado originalmente para una definición universal del metro. **b.** Prototipo Nacional del metro. Se muestra la copia Nº 27, realizada en 1889 por el *Bureau International de Poids et Mesures* (BIPM), y entregada a EE.UU. Sirvió como estándar en ese país para la definición de todas las unidades de longitud desde 1893 a 1960. La sección de la barra en forma de X hace que las variaciones de la longitud por flexión sean mínimas.



Posteriormente se detectaron pequeños errores en la medición del cuarto del meridiano, pero se conservó la definición basada en el metro patrón, (Figura II.2). En 1889 se realizó un nuevo prototipo, cuya longitud fue idéntica a la del prototipo francés anterior. Fue por definición el patrón de unidad de longitud. Se realizaron simultáneamente veintinueve copias iguales, que fueron distribuidas a las naciones que adhirieron al sistema de medidas. Fue el estándar de longitud desde 1889 hasta 1960.

*Metro: distancia entre dos rayas delgadas trazadas sobre botones de oro colocados cerca de los extremos de una barra de aleación de platino-iridio, a 0,00 °C depositada en la Oficina Internacional de Pesas y Medidas.*

Los países de origen anglosajón se negaron a aceptar el sistema de medidas de la revolución francesa, y por tradición siguen utilizando medidas antropométricas, como las siguientes:

|                      |   |
|----------------------|---|
| 1 yarda = 0,9144 m   | largo del brazo extendido   |
| 1 pie = 0,3048 m     | largo de la planta del pie, desde del talón hasta la punta del dedo gordo |
| 1 pulgada = 0,0254 m | ancho de la falange del dedo pulgar                                       |

Carpinteros, herreros, artesanos y artistas plásticos, entre otros, usan pies y pulgadas.

El problema de definir la unidad de longitud sobre la base de artefactos como las barras metálicas es la imposibilidad de detectar de manera sencilla los cambios producidos en el tiempo, por causas múltiples, difíciles de establecer.

Desde las últimas décadas los patrones de medición tendieron a ser reemplazados por magnitudes que no dependan de artefactos y que su validez no esté circunscrita a la Tierra. Así, en la 11ª CGPM de 1960, el mismo año del descubrimiento del láser, se definió el metro como 1 650 763,73 veces la longitud de onda de la radiación emitida por el kriptón-86. Con posterioridad, y debido a dificultades experimentales, esta definición fue reemplazada por otra basada en el segundo, y que considera el valor de la velocidad de la luz en el vacío como exacto e igual a 299 792 458 m/s. De esta forma, la definición del metro, establecida en la 17ª CGPM del año 1983, es la siguiente:

*Metro: longitud atravesada por la luz en el vacío durante un intervalo de tiempo igual a 1/299 792 458 de un segundo.*<sup>1</sup>

La velocidad de la luz en el vacío ( $c$ ) es constante en cualquier lugar del universo. Esa propiedad absoluta y única la hace ideal para definir distancias recorridas en intervalos de tiempo conocidos.

Dicho en palabras, el metro representa el espacio recorrido por la luz durante la doscientos noventa y nueve millones setecientos noventa y dos mil cuatrocientos cincuenta y ocho avas partes de un segundo.

Esta definición fue posible ya que en 1983 se contaba con medidas muy precisas de  $c$ , a la que le fue asignado por convención el valor exacto de 299 792 458 m/s. Igualmente se disponía de una definición del segundo con un alto nivel de precisión.

Las enormes distancias propias de la astronomía requieren unidades de longitud apropiadas. Aunque no pertenece al SI, se utiliza el año-luz (aL) que es la distancia que recorre la luz en el vacío durante un año juliano, es decir, 365,25 días de 86400 s. Así, la longitud aproximada de 1 aL es:

$$\begin{aligned} 1 \text{ aL} &= 365,25 \text{ días} \times 86\,400 \text{ s día}^{-1} \times 299\,792\,458 \text{ m s}^{-1} = \\ &= 9,46 \times 10^{15} \text{ m} = 9,46 \text{ Pm (petametros)} = 9,46 \times 10^{12} \text{ km} \end{aligned}$$

Otra unidad muy usada en astronomía es la *unidad astronómica, au*, correspondiente a la distancia promedio de la Tierra al Sol.

$$1 \text{ au} = 149\,597\,870\,700 \text{ m.}$$

### II.3.2. Tiempo

*“¿Qué es, pues, el tiempo? Si nadie me lo pregunta, lo sé; pero si quiero explicárselo al que me lo pregunta, no lo sé.”*

*San Agustín de Hipona.*

*Cfr. Confesiones. XI, 14, 17*

---

<sup>1</sup> Cuando se escriben cifras de muchos dígitos, como es el caso de la velocidad de la luz, se recomienda evitar el uso del punto y separar con un espacio los dígitos de a tres, empezando a contar de izquierda a derecha.

El principal reloj con el que contamos es nuestro propio cuerpo. Los latidos del corazón de una persona sana son casi tan regulares como las oscilaciones de un péndulo, y tal vez sea esa regularidad del pulso la base de nuestra noción del tiempo. Disponemos de relojes naturales para lapsos más largos: la alternancia del día y de la noche, las fases de la Luna o el devenir de las estaciones, cuya periodicidad fue percibida desde épocas remotas. Figura II. 3.



**Figura II.3.** La medida del tiempo. **a.** Un reloj de arena. **b.** Clepsidra o reloj de agua. Reconstrucción de una original de arcilla de finales del siglo V a. C. Museo del Ágora de Atenas.

Los caldeos, los grandes astrónomos del mundo antiguo, dividieron el tiempo que transcurre entre dos amaneceres sucesivos en doce partes iguales. Posteriormente los egipcios optaron por periodos que duran la mitad, con lo que el día quedó dividido en veinticuatro partes, las horas. Los caldeos aplicaron su sistema sexagesimal, y subdividieron cada hora en sesenta intervalos iguales, los minutos, los que a su vez dividieron nuevamente en sesenta partes, los segundos. Para lapsos más cortos, se abandona el sistema sexagesimal y hablamos de décimas, centésimas, milésimas, etc. de segundo.

La medición del tiempo era caótica. En el siglo XIX los relojes mecánicos ajustaban la hora marcando las 12 según la ubicación del sol, por lo que la hora cambiaba de ciudad en ciudad. Un avance importante ocurrió en Inglaterra cuando se ajustó la hora

de todo el país según el meridiano de Greenwich, para poder concertar los horarios de los trenes. La concertación horaria fue posible gracias a la invención del telégrafo.

Contrariamente a lo ocurrido con otras unidades, el segundo ha sido adoptado como unidad de medida del tiempo en todo el mundo, lo cual es una enorme ventaja. Todos sabemos lo que es un segundo, pero su medición con un grado alto de exactitud no es fácil. Su definición precisa tampoco lo es. Por mucho tiempo la comunidad científica aceptó la siguiente:

*El segundo es la fracción 1/86 400 del día solar medio.*

Según los requerimientos tecnológicos actuales, esta definición no es satisfactoria debido a los errores astronómicos en la determinación del día solar medio, que surgen de las irregularidades en la rotación de la Tierra. En la 9ª CGPM de 1960 se intentó mejorar esta definición adoptando la utilizada por la Unión Astronómica Internacional, que toma como referencia la duración del año 1900 en la latitud del ecuador. Sin embargo, ya en ese entonces se sabía que una forma mucho más precisa de medir el tiempo es a partir de datos espectroscópicos<sup>2</sup> ya que el tiempo que tarda en ocurrir una transición electrónica entre dos niveles energéticos de un átomo o de una molécula se repite con una regularidad perfecta, y es posible medirlo a partir de las líneas espectrales.

Así, la 13ª CGPM de 1967 definió la unidad de tiempo basándose en la línea del espectro de emisión del isótopo estable del Cesio 133. La definición fue ajustada en dos oportunidades, y la versión acordada a fines de la década de los 90 es la que sigue:

*El segundo es la duración de 9 192 631 770 periodos de la radiación de microondas absorbida o emitida por la transición entre los dos niveles hiperfinos del estado fundamental no perturbado por campos externos del átomo de Cesio 133, a la temperatura de 0 K.*

La temperatura de 0 K no es accesible experimentalmente, pero se puede alcanzar por extrapolación.

El cesio, de número atómico  $Z = 55$ , es un metal alcalino que funde a  $28\text{ }^\circ\text{C}$ , por lo que puede ser líquido durante el verano de los países cálidos. Fue descubierto por Bunsen y Kirchhoff a partir de las líneas azules de su espectro, de donde deriva su nombre, del latín caesius, azul. También se relaciona con caelum, cielo, y caelestis, celeste.

---

<sup>2</sup> Los conceptos de espectroscopía y estructura atómica, necesarios para la comprensión de la definición del segundo, se desarrollan en el Capítulo III.

Cuando el átomo en su estado fundamental se irradia con una radiación de microondas de cierta frecuencia, el nivel energético fundamental se desdobra en dos sub-niveles muy próximos, conocidos como niveles hiperfinos. Este fenómeno ocurre cuando la radiación tiene una frecuencia de 9 192 631 770 Hz (ciclos por segundo), correspondiente a la región de microondas del espectro electromagnético<sup>3</sup>.

El isótopo estable Cesio 133 se usa actualmente en la fabricación de los relojes atómicos, imprescindibles cuando se requiere una alta exactitud y precisión en la medida del tiempo. Una de sus aplicaciones es la sincronización de los teléfonos celulares y del tránsito de información en Internet, como así también el Sistema Global de Posicionamiento Geográfico (o GPS por su sigla en inglés, *Global Positioning System*). Los satélites para GPS llevan a bordo cuatro relojes atómicos cada uno, los cuales tienen un margen de error de una parte en  $10^{12}$ , o sea, de 1 s en 32 000 años. Actualmente se trabaja en la construcción de relojes con un error del orden de 1 s en 100 millones de años. ¡Y pensar que en los relojes de los campanarios del siglo XIV se aceptaba un error de 15 minutos por día! Ver Figura II.4.



**Figura II.4.** Reloj atómico con fuente de cesio, que establece el estándar de tiempo y de frecuencia en EEUU, con una incerteza de  $5 \times 10^{-16}$ . Año 2005.

---

<sup>3</sup> Ver Capítulo III.

La 26ª CGPM de 2018 adecuó la definición del segundo, tomando en consideración la nueva definición del metro, como analizaremos en el punto II.5.2.

A partir de 2022 se estudia la posibilidad de aumentar significativamente la exactitud de los relojes atómicos reemplazando al cesio por otros átomos, entre ellos el estroncio, cuyas transiciones electrónicas dan lugar a radiaciones en la región del visible. El aumento de frecuencia de la transición, y por lo tanto la disminución de su periodo, permitirá alcanzar niveles de exactitud asombrosos. Los estudios estarían concluidos para fines de la década, para ser introducidos oficialmente en el marco de una CGPM.

### *II.3.3. Masa*

La unidad de masa en el SI es el kilogramo. Originalmente se lo pensó como la masa de un litro de agua a la temperatura de su máxima densidad (4°C), y se construyó un prototipo metálico con dicha masa. Posteriormente se verificó que la masa del litro de agua y la del prototipo no coincidían exactamente, por lo que la 3ª CGPM de 1901 definió al kilogramo con referencia al prototipo.

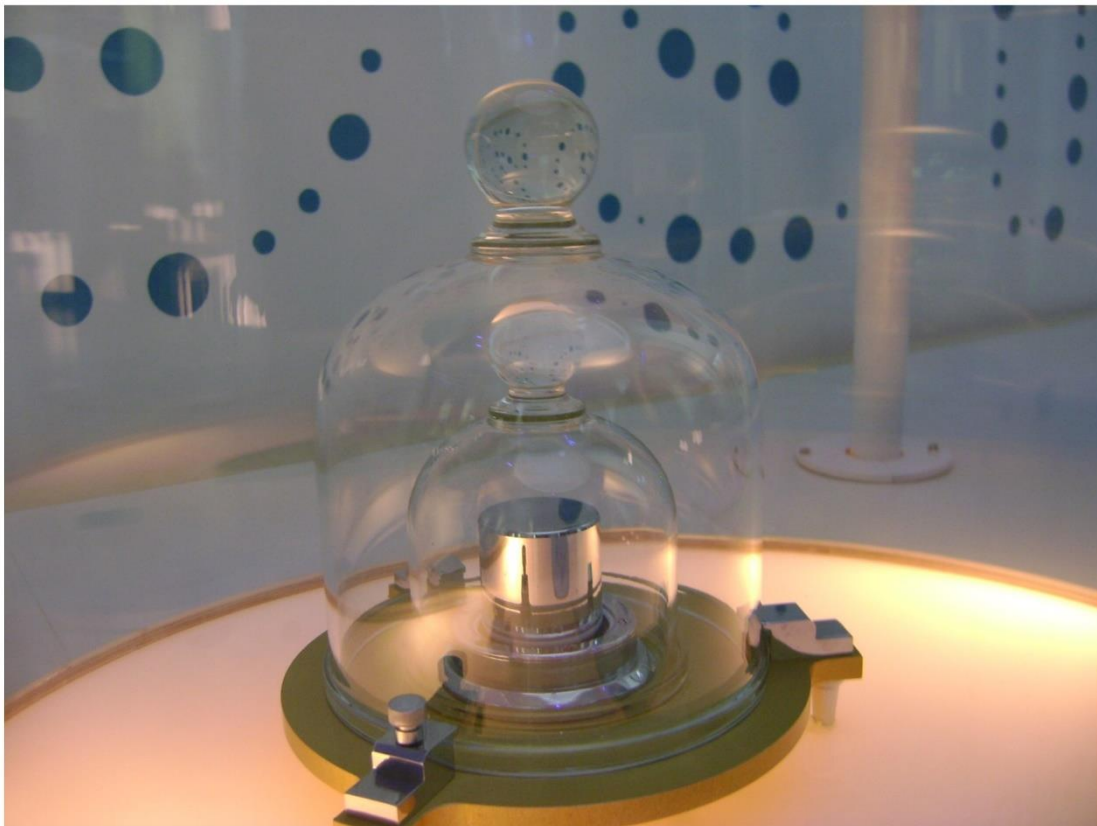
*El kilogramo es igual a la masa del prototipo internacional del kilogramo.*

El prototipo internacional del kilogramo, IPK por sus iniciales en inglés, es una pieza cilíndrica de 3,9 cm tanto de altura como de diámetro, construida con una aleación de 90% de platino y 10% de iridio, cuya densidad es  $21\,500\text{ kg/m}^3$  o  $21,5\text{ g/cm}^3$  (Figura II.5). Se fabricó en Londres en 1879 y se conserva bajo una campana de vidrio, adentro de una cámara de vacío, en la Oficina de Pesos y Medidas (BIPM) en Sèvres, cerca de París. También en 1879 se fabricaron seis copias oficiales, y a partir de ellas, otras para diferentes países, donde se utilizan como patrones de referencia. El IPK es sacado de su ambiente de seguridad cada cuarenta años, con la finalidad de comparar su masa con la de sus copias oficiales, y así determinar si han modificado sus masas como consecuencia del uso. Los patrones de cada país son enviados periódicamente al BIPM, para ser recalibrados. Esta secuencia de calibraciones se conoce como *trazabilidad*.

*Se entiende por trazabilidad a la secuencia ininterrumpida de calibraciones, cada una con su incertidumbre especificada, desde un patrón de medición de referencia hasta un patrón de trabajo.*

La 26ª CGPM terminó definitivamente con el último de los patrones materiales: el IPK. El motor de tal decisión fue la variación de masa producida a lo largo de los últimos cien años, que pudo haber alcanzado los 50  $\mu\text{g}$ . Este cambio es insignificante para las mediciones de vida diaria, pero puede ser importante en el ámbito científico. Por ejemplo, para cuantificar ciertos contaminantes peligrosos aún en concentraciones mínimas, o en la industria farmacéutica, donde el control de las cantidades de los principios activos de los medicamentos debe ser riguroso.

Si el IPK cambia de masa, como por definición es 1 kg exactamente, las masas de todos los objetos en el universo cambiarían en la misma medida.



**Figura II.5.** Réplica del Prototipo del Kilogramo Patrón (IPK) de la Cité des Sciences et de l'Industrie, París, Francia. Es un cilindro de 3,9 cm tanto de diámetro como de altura, construido con una aleación de 90% de platino y 10% de iridio. El original se encuentra en la Oficina de Pesas y Medidas de Sèvres, Francia.

La diferencia entre peso y masa quedó aclarada en la 3ª CGPM de 1901. Se acordó que la palabra "*peso*" denota una cantidad de la misma naturaleza que "*fuerza*": el peso de un cuerpo es el producto de su masa por la aceleración debida a la gravedad; el peso estándar de un cuerpo es el producto de su masa por la aceleración gravitatoria

estándar, cuyo valor, adoptado en el Servicio Internacional de Pesos y Medidas, es 9,806 65 m/s<sup>2</sup>.

En los países anglosajones se siguen utilizando la libra y la onza como unidades de masa<sup>4</sup>.

$$1 \text{ libra} = 0,453\ 592\ 37 \text{ kg}$$

$$1 \text{ libra} = 16 \text{ onzas}$$

#### *II.3.4. Corriente eléctrica*

Las unidades asociadas a los fenómenos eléctricos comenzaron a definirse en 1893. La unidad de corriente eléctrica vigente es el amperio. Su definición quedó establecida en la 9<sup>o</sup> CGPM de 1948 en los siguientes términos:

*El amperio es la intensidad de una corriente constante que, manteniéndose en dos conductores paralelos, rectilíneos, de longitud infinita, de sección circular despreciable y situados a una distancia de un metro uno de otro en el vacío, produciría una fuerza igual  $2 \times 10^{-7}$  newton por metro de longitud.*

Por supuesto que no existen conductores de longitud infinita. Esta es la forma que tienen los físicos de decir que el conductor es lo suficientemente largo como para que los efectos de borde que se producen en las puntas sean despreciables. Los inconvenientes de un patrón basado en una idealización fueron subsanados a partir de marzo de 2019, cuando se aceptaron las modificaciones propuestas en la 26<sup>o</sup> CGPM, ver punto II.5.

#### *II.3.5. Temperatura*

La unidad de temperatura termodinámica es el kelvin, y su definición proviene de la 10<sup>o</sup> CGPM de 1954, donde se seleccionó el punto triple del agua como temperatura de referencia. El punto triple del agua es la condición de temperatura y de presión en la que coexisten el sólido, el líquido y el vapor en equilibrio. Es un punto fijo que corresponde a 273,16 K (0,01 °C) a una presión de 611,73 Pa. Ver Capítulo VIII.

---

<sup>4</sup> Cuando un número decimal tiene varias cifras, se recomienda incluir un espacio cada tres, empezando a partir de la coma, de izquierda a derecha.



En 1968 la 13ª CGPM adoptó el nombre kelvin y el símbolo K, quedando la definición de la siguiente forma:

*El kelvin, unidad de temperatura termodinámica, es la fracción 1/273,16 de la temperatura termodinámica del punto triple del agua.*

Por lo tanto, y según esta definición, la temperatura termodinámica del punto triple del agua es exactamente 273,16 kelvin,  $T_{pt} = 273,16 \text{ K}$ .

Si bien la determinación del punto triple es relativamente fácil, los resultados pueden variar según la composición isotópica del agua, pequeñas cantidades de sales y gases disueltos, además de los errores inherentes de toda determinación experimental, que pueden variar de un laboratorio a otro. Estos inconvenientes fueron superados por la nueva definición del kelvin, aprobada en la 26ª CGPM, como discutiremos en el punto II.5.

La expresión “grado Kelvin” y su símbolo °K han perdido vigencia y se los considera incorrectos.

Es práctica común expresar la temperatura en términos del punto de fusión normal del hielo,  $T_0 = 273,15 \text{ K}$ , lo que define la escala Celsius de temperatura:

$$t = T - T_0$$

La unidad de temperatura Celsius, el grado Celsius o centígrado, °C, es de la misma magnitud que la unidad del kelvin. Ambas escalas de temperatura son aceptadas por la comunidad científica.

$$T/^{\circ}\text{C} = T/\text{K} - 273,15$$

### *II.3.6. Cantidad de sustancia*

*La cantidad de sustancia, que no debe confundirse con la cantidad de masa, se mide en moles. Su definición fue establecida en 1971, en la 14ª CGPM. Se acordaron tres puntos:*

1. El mol es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0,012 kilogramos de carbono 12; su símbolo es “mol”.

2. Cuando se usa el mol, las entidades elementales deben especificarse y pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones, otras partículas, o grupos especificados de tales partículas.
3. El mol es una unidad básica del Sistema Internacional de Unidades.

De acuerdo con el punto 1, la masa molar del carbono 12,  $M(^{12}\text{C})$ , es exactamente  $M(^{12}\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$ .

El segundo punto implica que la cantidad de unidades elementales (átomos, moléculas, iones, etc.) presentes en un dado número de moles no depende de la sustancia de que se trate. Podríamos tener un mol de cualquier tipo de partículas, aunque eso carece de sentido si sus tamaños van más allá de las dimensiones moleculares. Por ejemplo, un mol de esferas de acero (densidad  $7,8 \text{ g cm}^{-3}$ ) de aproximadamente  $7 \text{ cm}$  de diámetro tendría una masa similar a la de nuestro satélite, la luna, es decir  $7,35 \times 10^{23} \text{ kg}$ .

La cantidad de partículas presentes en un mol de cualquier sustancia se conoce como Constante de Avogadro,  $N_A$ . Se trata de una constante física de importancia fundamental ya que relaciona cualquier magnitud a escala atómica con su correspondiente a escala macroscópica, Es una unidad fundamental para la descripción física y química de la naturaleza.

$$N_A = 6,022\ 140\ 76 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Si  $N_X$  es el número de entidades X en una muestra, el número de moles  $n_X$ , es la cantidad de sustancia de dicha muestra. Entonces,

$$n_X = N_X/N_A$$

Como  $N_X$  es adimensional y la constante de Avogadro tiene la unidad de  $1/\text{mol}$ ,  $n_X$  tiene la dimensión de mol.

Ejemplo:

1 mol de oxígeno molecular  $\text{O}_2$  contiene alrededor de  $6,022 \times 10^{23}$  moléculas de oxígeno  $\text{O}_2$ , o  $12,044 \times 10^{23}$  átomos de O.

La unidad mol no acepta el plural, así escribimos 5 mol, y no 5 moles.

Esta definición de la unidad del mol, perdió vigencia a partir de la 26ª CGPM, como discutiremos en el punto II.5. No obstante, se sigue utilizando en la definición del *dalton*, Da, la doceava parte de la masa de un átomo de carbono 12. El dalton es otra medida de masa molar no perteneciente al SI.

$$1 \text{ Da} = 1,992\ 646\ 54\ (10) \times 10^{-26} \text{ kg}$$

Los números entre paréntesis son el valor numérico de la incertidumbre estándar referido a los últimos dígitos del valor informado. Por ejemplo, en este caso, el valor del dalton está afectado por una incertidumbre de  $0,000\ 000\ 10 \times 10^{-26}$  kg. Los números que indican la incertidumbre se escriben a partir de un espacio.

### II.3.7. Intensidad lumínica

La unidad de intensidad lumínica en el SI es la *candela*. Fue definida en la 16ª CGPM de 1979 como sigue:

*La candela es la intensidad luminosa en una dirección dada, de una fuente que emite una radiación monocromática de frecuencia  $540 \times 10^{12}$  Hz de la cual la intensidad radiada en esa dirección es  $1/683$  W (Watts) por estereorradián.*

Mientras la candela es la intensidad luminosa en una dirección dada, el lumen (lm) es una medida de la luz irradiada en todas las direcciones del espacio.

Esta definición se mantiene en la actualidad, aunque la 26ª CGPM introdujo cambios menores.

## II.4. Unidades derivadas

Tal como se indicó anteriormente, las unidades derivadas resultan del producto de potencias de unidades básicas. Cuando este producto no incluye ningún factor numérico distinto de la unidad, las unidades derivadas se denominan coherentes. En la Tabla II.3 se listan algunas de las más utilizadas.

| Cantidad derivada     | Unidad derivada coherente     |  |
|-----------------------|-------------------------------|--|
| Nombre                | Nombre                        | Expresión en unidades SI básicas       |
| área A                | metro cuadrado                | [m <sup>2</sup> ]                      |
| volumen V             | metro cúbico                  | [m <sup>3</sup> ]                      |
| velocidad v           | metro por segundo             | [m/s]                                  |
| aceleración a         | metro por segundo al cuadrado | [m/s <sup>2</sup> ]                    |
| fuerza                | newton N                      | [kg × m/s <sup>2</sup> ]               |
| presión               | pascal Pa                     | [N/m <sup>2</sup> ]                    |
| energía               | joule J                       | [kg × m <sup>2</sup> /s <sup>2</sup> ] |
| potencia              | vatio W                       | [kg × m <sup>2</sup> /s <sup>3</sup> ] |
| carga eléctrica       | culombio C                    | [A × s]                                |
| densidad ρ            | kilogramo por metro cúbico    | [kg/m <sup>3</sup> ]                   |
| concentración molar c | moles por metro cúbico        | [mol/m <sup>3</sup> ]                  |
| concentración en masa | kilogramo por metro cúbico    | [kg/m <sup>3</sup> ]                   |

**Tabla II.3.** Ejemplos de unidades derivadas coherentes en términos de las unidades básicas del SI.

#### II.4.1. Velocidad, rapidez

La velocidad ( $v$ ) en el SI se mide en metros por segundo, m/s, e indica los metros avanzados por un objeto en movimiento en cada segundo. Es una magnitud vectorial. El módulo del vector es la rapidez, una magnitud escalar. En la vida diaria, es frecuente el uso del término rapidez y velocidad como sinónimos, pero en física y en química debe tomarse en cuenta la diferencia entre ambas. Una unidad muy usada cotidianamente es el kilómetro por hora, km/h. La equivalencia con la unidad del SI es la siguiente:

$$1 \text{ km/h} \times (1000 \text{ m/km}) \times (3600 \text{ s/h})^{-1} = 0,28 \text{ m/s}$$

#### II.4.2. Aceleración

La aceleración ( $a$ ) en el SI se mide en metros por segundo al cuadrado, m/s<sup>2</sup>, e indica el aumento o disminución de la velocidad en cada segundo que sufre un objeto que se mueve con velocidad variable. Es también una magnitud vectorial. Un valor característico de aceleración es la gravedad,  $g = 9,806 65 \text{ m/s}^2$ , que es la consecuencia de la fuerza gravitacional que la Tierra ejerce sobre los cuerpos, y que se vincula directamente con sus pesos. Para mediciones de la vida diaria, es aceptable el valor  $g = 9,8 \text{ m s}^{-2}$ .

### II.4.3. Área

El área es la medida de una superficie. Su unidad se deriva directamente de la unidad de longitud, y es el metro cuadrado,  $m^2$ , con sus correspondientes múltiplos y submúltiplos. Hay otras medidas de longitud y de área que no pertenecen al SI pero son muy utilizadas. En la planificación urbana en nuestro país se usa la distancia de la cuadra, equivalente a 100 m. Una manzana, en el mismo contexto, es el área de un cuadrado de una cuadra de lado. También se denomina hectárea (ha), y es muy usada para la medición las áreas de los campos.

$$1 \text{ ha} = 100 \text{ m} \times 100 \text{ m} = 10\,000 \text{ m}^2$$

### II.4.4. Volumen

La definición de esta unidad ha evolucionado a lo largo del siglo XX. En la misma reunión que definió la unidad de masa, es decir, la 3º CGPM de 1901, se estableció lo siguiente:

*La unidad de volumen, para determinaciones de alta exactitud, es el volumen ocupado por la masa de 1 kilogramo de agua pura, a su densidad máxima y a la presión atmosférica estándar: este volumen se denomina "litro".*

Con el correr del tiempo se vio que esta definición no era conveniente, y en la 11º CGPM de 1960 quedó establecido que el volumen de 1 kg de agua y el litro no eran iguales, sino que diferían en alrededor de 28 partes en  $10^6$ . Así, la 12º CGPM en 1961 derogó la definición de litro de 1901 y declaró que la palabra "litro" podría emplearse como un nombre especial para el decímetro cúbico y recomendó no usar el término litro para expresar resultados de alta precisión en las medidas de volumen.

*La definición actualmente aceptada para la unidad de volumen es el metro cúbico,  $m^3$ . Un submúltiplo muy utilizado es el decímetro cúbico,  $dm^3$ .*

### II.4.5. Fuerza

La fuerza (F) en el SI se mide en newton (N), que expresada en unidades básicas del SI es  $kg \times m/s^2$ . Esto indica que la fuerza de 1 N actuando sobre un cuerpo de 1 kg de masa es capaz de imprimirle una aceleración de  $1 m/s^2$ . El peso de un cuerpo es la fuerza que la Tierra ejerce sobre él en virtud de la aceleración de la gravedad.

#### II.4.6. Presión

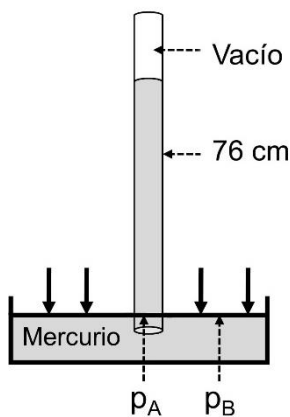
La presión resulta de la aplicación de una fuerza perpendicular a una superficie. Se la define como el cociente entre el módulo de la fuerza y la superficie sobre la que se aplica dicha fuerza. Se expresa en unidades del SI en pascales, Pa, siendo  $1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$ . Dado que  $1 \text{ N} = \text{kg} \times \text{m/s}^2$  y el área se mide en  $\text{m}^2$ , en términos de las unidades fundamentales,  $1 \text{ Pa} = 1 \text{ kg s}^{-2} \text{ m}^{-1}$ .

Un múltiplo del Pascal muy utilizado en la Termodinámica es el bar ( $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$ ). Una unidad adecuada para medir presiones atmosféricas es el hectopascal.

$$1 \text{ hPa} = 100 \text{ Pa}$$

La “atmósfera”, atm, y el “milímetro de mercurio”, mmHg son unidades no recomendadas, pero aún en uso. Ambas están vinculadas a través del experimento de Torricelli. Figura II.6.

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 1\,013,25 \text{ hPa} = 1\,013,25 \text{ mbar (milibar)}.$$



**Figura II.6.** Experimento de Torricelli. Si se invierte un tubo lleno de mercurio en una cubeta con el mismo metal, el nivel del líquido desciende hasta alcanzar un largo de columna de 760 mm a nivel del mar. La presión que ejerce la columna de mercurio sobre la superficie del líquido es igual a la presión atmosférica. Así, todos los puntos sobre dicha superficie soportan la misma presión, fuera y dentro del tubo, de modo que  $p_A = p_B$ .

Una unidad utilizada en las gomerías y en las estaciones de servicio para medir la presión del aire en los neumáticos es la libra por pulgada cuadrada, lo que suele indicarse en los manómetros como *psi*, por su sigla en inglés (*pounds per square inch*).

$$1 \text{ psi} = 6,9848 \text{ kPa} = 0,0698 \text{ bar}$$

#### II.4.7. Energía

*La energía (E) en el SI se mide en joule (J), que expresada en unidades básicas del SI es  $\text{kg} \times \text{m}^2/\text{s}^2$ .*

La energía tiene múltiples manifestaciones, mecánica, lumínica, química, eléctrica, sonora, etc. y contamos con una expresión adecuada para cada caso. La energía mecánica puede interpretarse como el trabajo realizado por una fuerza a lo largo de una distancia. Así, la energía de 1 J es capaz de realizar un trabajo mecánico equivalente a  $1 \text{ N} \times \text{m}$ . Si consideramos que el newton equivale a  $\text{kg} \times \text{m}/\text{s}^2$ , entonces el joule, en unidades básicas, es  $\text{kg} \times \text{m}^2/\text{s}^2$ . Cualquiera sea la forma de energía de que se trate, se mide en J.

#### II.4.8. Potencia

La potencia es la energía producida o consumida en la unidad de tiempo y se mide en vatios, (W), expresión castellanizada de watt. Expresada en unidades básicas del SI, el vatio es joule/s, J/s, equivalente a  $\text{kg} \times \text{m}^2/\text{s}^3$ .

Sobre la base de las dos unidades anteriores, energía y potencia, podemos interpretar la cantidad de energía eléctrica consumida en una casa de familia, de acuerdo con la unidad utilizada por la empresa proveedora, se expresa en kilovatio hora, kW h.

$$\text{Energía} = \text{potencia} \times \text{tiempo}$$

$$1 \text{ W} \times \text{s} = 1 \text{ J}$$

$$1 \text{ kW h} = 1000 \text{ W} \times 3600 \text{ s} = 3\,600\,000 \text{ J} = 3,6 \times 10^6 \text{ J} = 3,6 \text{ MJ}$$

Si por ejemplo el consumo domiciliario en el periodo asciende a 230 kW h, el equivalente en el SI será:

$$230 \text{ kW h} \times 3600 \text{ s/h} = 8,28 \times 10^5 \text{ kW s} = 8,28 \times 10^5 \text{ kJ}$$

#### II.4.9. Densidad

La unidad de densidad en el SI es el kilogramo por metro cúbico,  $\text{kg}/\text{m}^3$ . Por practicidad, es más usado el submúltiplo “gramo por centímetro cúbico”,  $\text{g}/\text{cm}^3$ .

## II.5. Los cambios trascendentales introducidos por la 26ª CGPM

*... “con la ayuda de constantes fundamentales tenemos la posibilidad de establecer unidades de longitud, tiempo, masa y temperatura que necesariamente mantengan su importancia en todas las culturas, incluso las extraterrestres y no humanas”*

Planck, M. (1899): “Über irreversible Strahlungsvorgänge”. S. 479-480. *Sitzungsberichte der Königlich Preussischen Akademie der Wissenschaften zu Berlin. 1899 – Erster Halbband. Berlin*

*... “la revisión histórica del SI representa hoy el final de un esfuerzo de un milenio de la humanidad para establecer unidades de medida. Comenzó con artefactos hace varios miles de años, para volumen, longitud o masa, y ha alcanzado su culminación con el concepto más abstracto que se pueda pensar para definir unidades, que a veces se denominan SI cuántico. Esto será válido para todos los tiempos y civilizaciones. Será válido en todo el universo, como lo imaginó Max Planck y lo llevaron a cabo muchos investigadores ingeniosos. Esto respaldará lo que a veces se denomina la segunda revolución cuántica, así como la innovación en la ciencia y la industria en beneficio de la humanidad”.*

Joachim H. Ullrich  
Presidente de Physikalisch-Technische Bundesanstalt, Alemania

Los desarrollos de la ciencia y la tecnología actuales, referidas a los nuevos campos de la física y la química, tales como las temperaturas extremas, el mundo de lo ultra pequeño, la tecnología digital o a la exploración del espacio, requieren medidas cuya precisión supera la que pueden aportar los patrones materiales y experimentos físicos usados hasta ahora. Los asombrosos desarrollos de la física cuántica y la espectroscopia, los ambiciosos emprendimientos de cooperación internacional como el Proyecto Avogadro (ver más adelante), han aportado metodologías suficientemente precisas y confiables como para realizar una revisión integral del SI, con cambios radicales en la filosofía de la medición. En este sentido, es ampliamente reconocido que la 26ª CGPM de 2018 marca un antes y un después en la historia de la metrología.



La revisión del SI se basa en tres aspectos fundamentales:

1. Fijar el valor numérico de un conjunto consistente y coherente de constantes naturales “definitorias”.
2. Definir las unidades básicas en términos de las constantes definitorias.
3. Establecer que la definición de las unidades se desacople de los procedimientos de su puesta en práctica, la que será llevada a cabo mediante técnicas de última generación establecidas por acuerdos, con la incertidumbre asociada correspondiente al método.

#### II.5.1. Las constantes de la naturaleza que definen las unidades

La 26ª CGPM redefinió cuatro unidades de base: el amperio, el kilogramo, el kelvin y el mol, y reformuló el metro, el segundo y la candela, previamente modificados. Desde entonces, la totalidad de las unidades fundamentales del SI no se basan en objetos o fenómenos físicos concretos, como el IPK o el punto triple del agua, sino en los valores de constantes de la naturaleza.

| Constante universal    | Símbolo | Valor experimental                                      | Incertidumbre estándar relativa |
|------------------------|---------|---|---------------------------------|
| Constante de Planck    | $h$     | $6,626\ 070\ 150\ (60) \times 10^{-34}\ \text{J s}$     | $1,0 \times 10^{-8}$            |
| Carga elemental        | $e$     | $1,602\ 176\ 634\ 1\ (83) \times 10^{-19}\ \text{C}$    | $5,2 \times 10^{-9}$            |
| Constante de Boltzmann | $k$     | $1,380\ 649\ 03\ (51) \times 10^{-23}\ \text{J/K}$      | $3,7 \times 10^{-7}$            |
| Constante de Avogadro  | $N_A$   | $6,022\ 140\ 758\ (62) \times 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$ | $1,0 \times 10^{-8}$            |

**Tabla II. 4.** Listado de las cuatro constantes universales que, agregadas a las ya establecidas en CGPM anteriores, definen las siete unidades básicas del SI. Sus valores surgen de promediar los valores de las mejores mediciones experimentales, obtenidas por metodologías de última generación, en proyectos de cooperación internacional.

Los valores numéricos de las constantes responden al promedio de los resultados obtenidos por metodologías de última generación, en proyectos de cooperación internacional. Estos resultados, cuyas incertidumbres son increíblemente bajas, son la culminación de décadas de investigación. Los valores de las cuatro constantes incorporadas en la 26ª CGPM se informan en la Tabla II.4 y se suman a las ya definidas en reuniones anteriores: frecuencia de transición hiperfina de estado fundamental no perturbado del

átomo de cesio 133; velocidad de la luz en el vacío; eficacia luminosa de la radiación monocromática de frecuencia  $540 \times 10^{12}$  Hz.

Como vimos anteriormente, los números entre paréntesis se relacionan con la incertidumbre estándar del valor en cuestión. Por ejemplo, para la constante de Planck, la incertidumbre relativa es de  $0,000\ 000\ 060 \times 10^{-34}$  J s.

A partir de los promedios para cada constante, se establecieron sus valores numéricos, los que, por definición, se consideran exactos y atemporales.

*Las definiciones de las unidades en términos de los valores exactos de constantes de la naturaleza son de carácter abstracto, e independientes de cualquier medición experimental. De allí su carácter universal y atemporal.*

En la Tabla II.5. se indican las siete constantes definitorias y sus respectivos valores exactos e inamovibles por definición.

| Constante universal   | Símbolo           | Valor numérico exacto                             |
|---|-------------------|---|
| Frecuencia de transición hiperfina de estado fundamental no perturbado del átomo de cesio 133 | $\Delta \nu_{Cs}$ | 9 192 631 770 Hz                                  |
| Velocidad de la luz en el vacío   | $c$               | 299 792 458 m/s                                   |
| Constante de Planck   | $h$               | $6,626\ 070\ 15 \times 10^{-34}$ J s              |
| Carga elemental   | $e$               | $1,602\ 176\ 634 \times 10^{-19}$ C               |
| Constante de Boltzmann  | $k$               | $1,380\ 649 \times 10^{-23}$ J/K                  |
| Constante de Avogadro   | $N_A$             | $6,022\ 140\ 76 \times 10^{23}$ mol <sup>-1</sup> |
| Eficacia luminosa de la radiación monocromática de frecuencia $540 \times 10^{12}$ Hz         | $K_{cd}$          | 683 lm/W  |

**Tabla II. 5.** Listado de las constantes universales que definen las siete unidades básicas del SI. El cambio fundamental operado consiste en considerar los valores de estas constantes como exactos. La frecuencia de  $540 \times 10^{12}$  Hz corresponde al color verde, aproximadamente en el máximo de la sensibilidad visual del ojo humano.

Estas constantes resultan más útiles si se reemplazan las unidades derivadas, joule, coulomb, hertz, lumen y watt, por su equivalencia en función de las siete unidades básicas, segundo, metro, kilogramo, amperio, kelvin, mol y candela, tal como se muestra a continuación.

$$\Delta \nu_{\text{Cs}} = \Delta \nu(^{133}\text{Cs})_{\text{hfs}} = 9\,192\,317\,70 \text{ s}^{-1}$$

$$c = 299\,792\,458 \text{ m s}^{-1}$$

$$h = 6,626\,070\,15 \times 10^{-34} \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-1}$$

$$e = 1,602\,176\,634 \times 10^{-19} \text{ A s}$$

$$k = 1,380\,649 \times 10^{-23} \text{ kg m K}^{-1} \text{ s}^{-2}$$

$$N_{\text{A}} = 6,022\,140\,76 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$K_{\text{cd}} = 683 \text{ cd sr s}^3 \text{ kg}^{-1} \text{ m}^{-2}$$

Tal como ya vimos, el símbolo sr corresponde al estereorradián, adimensional ya que sus unidades son  $\text{m}^2/\text{m}^2$ .

Las nuevas definiciones mejoran el SI sin cambiar el valor de ninguna unidad, asegurando la continuidad con las mediciones existentes. En tal sentido, las unidades derivadas del SI en términos de las unidades básicas siguen siendo las mismas, aunque de acuerdo con las modificaciones introducidas, no hay razón para diferenciar unidades básicas y unidades derivadas.

#### II.5.2. Las definiciones de las unidades de la 26ª CGPM

##### *Tiempo (26 CGPM)*

Se mantiene la definición establecida en la 13ª CGPM de 1967, pero en términos más precisos:

*El segundo, de símbolo s, es la unidad de tiempo del SI. Se define asignando el valor numérico fijo de la frecuencia del cesio  $\Delta \nu_{\text{Cs}}$ , la frecuencia de transición hiperfina del estado fundamental no perturbado del átomo de cesio-133, como 9 192 631 770 cuando se expresa en la unidad Hz, que es igual a  $\text{s}^{-1}$ .*

Si se invierte la relación exacta  $\Delta \nu_{\text{Cs}} = 9\,192\,631\,770 \text{ Hz}$ , el segundo puede expresarse de modo directo en términos de la constante definitoria, como sigue:

$$\Delta \nu_{\text{Cs}} = 9\,192\,631\,770 \text{ s}^{-1}$$

$$1 \text{ s} = 9\,192\,631\,770 / \Delta \nu_{\text{Cs}}$$

##### *Longitud (26 CGPM)*

Se mantiene la definición del metro de 1983, pero se incorpora la definición del segundo en términos de  $\Delta \nu_{\text{Cs}}$

*El metro, símbolo m, es la unidad de longitud del SI. Se define asignando el valor numérico fijo de la velocidad de la luz en el vacío c como 299 792 458 cuando se expresa en la unidad m s<sup>-1</sup>, donde el segundo se define en términos de la frecuencia del cesio Δν<sub>Cs</sub>.*

De acuerdo con lo anterior, la definición del metro se basa en dos constantes definitorias: la velocidad de la luz en el vacío y la frecuencia del Cesio 133, como sigue.

$$c = 299\,792\,458 \text{ m s}^{-1}$$

$$1 \text{ s} = 9\,192\,631\,770 / \Delta\nu_{\text{Cs}}$$

$$1 \text{ m} = (c/299\,792\,458) \text{ s} = (919\,263\,770 / 299\,792\,458) \times (c/\Delta\nu_{\text{Cs}})$$

$$1 \text{ m} \approx 30\,663\,319 (c/\Delta\nu_{\text{Cs}})$$

### *Masa (26 CGPM)*

La unidad de masa, el kilogramo, es una de las definiciones que han experimentado los cambios más profundos. Implica el abandono del IPK y la definición de la unidad de masa en función de la constante física de Planck,  $h$ , que relaciona la energía  $E$  y la frecuencia de un fotón,  $\nu$ , y tiene magnitud de energía multiplicada por tiempo. De acuerdo con el SI, las unidades de  $h$  son J s.

$$E = h \nu$$

$$h = E/\nu$$

El valor numérico exacto de  $h$  es:

$$h = 6,626\,070\,15 \times 10^{-34} \text{ J s} = 6,626\,070\,15 \times 10^{-34} \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-1}$$

de donde

$$1 \text{ kg} = h / 6,626\,070\,15 \times 10^{-34} \text{ m}^2 \text{ s}$$

De acuerdo con lo anterior, la unidad de masa queda definida por la constante de Planck, como sigue:

*El kilogramo, símbolo kg, es la unidad de masa del SI. Se define asignando el valor numérico fijo de la constante de Planck ( $h$ ) como  $6,626\,070\,15 \times 10^{-34}$  expresada en la unidad J s, que es igual a  $\text{kg m}^2 \text{ s}^{-1}$ , donde el metro y el segundo se definen en términos de  $c$  y  $\Delta\nu$ .*

Entonces, si se reemplazan m y s por sus definiciones en función de  $c$  y  $\Delta\nu$ ,

$$1 \text{ kg} = [(299\,792\,458)^2 / (6,626\,070\,15 \times 10^{-34} \times 9\,192\,631\,770)] (h \Delta \nu c^{-2})$$

$$1 \text{ kg} \approx 1,475\,521\,4 \times 10^{40} (h \Delta \nu c^{-2})$$

Es interesante notar que la definición del kilogramo basada en el IPK consideraba que su masa era exactamente 1 kg, mientras que el valor de la constante de Planck,  $h$ , determinado experimentalmente, tenía un valor de incertidumbre asociado. A partir de la 26ª CGPM, el valor exacto es el de la constante  $h$ , y la masa del prototipo debe determinarse experimentalmente. El error asociado está ahora en el prototipo y no la constante. Este error es dependiente del método de medición, y podrá disminuir a medida que se cuente con técnicas más rigurosas. Con las mejores técnicas disponibles, el IPK tiene una masa de 1 kg, con una incertidumbre estándar relativa de  $1 \times 10^{-8}$ .

#### *Corriente eléctrica (26 CGPM)*

Vimos en II.3.4 que la unidad de corriente eléctrica es el amperio, A, cuya definición se basaba en un experimento prácticamente irrealizable. La nueva convención considera a la carga del electrón, la menor carga eléctrica en libertad de la naturaleza, como la constante definitoria.

$$e = 1,602\,176\,634 \times 10^{-19} \text{ C, equivalente a } 1,602\,176\,634 \times 10^{-19} \text{ A s.}$$

*El amperio, símbolo A, es la unidad SI de intensidad de corriente eléctrica. Se define al fijar el valor numérico de la carga elemental, e, en  $1,602\,176\,634 \times 10^{-19}$ , cuando se expresa en la unidad C, igual a A s, donde el segundo se define en función de  $\Delta \nu_{\text{Cs}}$ .*

Esta definición implica que a partir de la relación  $e = 1,602\,176\,634 \times 10^{-19} \text{ A s}$ , se obtiene la expresión exacta para la unidad del amperio en función de  $e$  y de  $\Delta \nu_{\text{Cs}}$ .

$$1 \text{ A} = e / (1,602\,176\,634 \times 10^{-19}) \text{ s}^{-1}$$

$$1 \text{ s} = 9\,192\,631\,770 / \Delta \nu_{\text{Cs}}$$

$$1 \text{ A} = \{1 / [(9\,192\,631\,770) (1,602\,176\,634 \times 10^{-19})]\} e \Delta \nu_{\text{Cs}}$$

$$\approx 6,789\,687 \times 10^8 e \Delta \nu_{\text{Cs}}$$

#### *Temperatura (26 CGPM)*

La nueva definición del kelvin, la unidad del SI para la temperatura, supera los inconvenientes de la determinación del punto triple del agua, al establecer la definición

sobre la base de la constante de Boltzman. De esta forma la definición resultante es de carácter abstracto y en principio atemporal.

La constante de Boltzman relaciona la energía térmica de un sistema con su temperatura termodinámica, expresada en kelvin. Como analizaremos en el Capítulo III, la energía térmica  $E$  está dada por la energía del movimiento expresada en joule. Para cada molécula,

$$E = k T$$

*El kelvin, símbolo K, es la unidad SI de temperatura termodinámica. Se define al fijar el valor numérico de la constante de Boltzmann,  $k$ , en  $1,380\ 649 \times 10^{-23}$ , cuando se expresa en la unidad  $\text{J K}^{-1}$ , igual a  $\text{kg m}^2 \text{s}^{-2} \text{K}^{-1}$ , donde el kilogramo, el metro y el segundo se definen en función de  $h$ ,  $c$  y  $\Delta \nu_{\text{Cs}}$ .*

A partir de  $k = 1,380\ 649 \times 10^{-23} \text{ J K}^{-1}$ , se obtiene la expresión exacta para la unidad del kelvin en términos de las constantes definitorias  $h$ ,  $c$  y  $\Delta \nu_{\text{Cs}}$  cuando se expresa el  $J$  en unidades básicas.

$$k = 1,380\ 649 \times 10^{-23} \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2} \text{ K}^{-1}$$

$$1 \text{ K} = 1,380\ 649 \times 10^{-23} \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2} \text{ K}^{-1} = \{ [1,380\ 649 \times 10^{-23} / [(6, 626\ 070\ 15 \times 10^{-34}) (9\ 192\ 631\ 770)]] \} \Delta \nu_{\text{Cs}} h \text{ K}^{-1}$$

$$\approx 2, 226\ 6653 \Delta \nu_{\text{Cs}} h \text{ K}^{-1}$$

Puede interpretarse que el aumento de 1 K en la temperatura termodinámica de cada molécula producirá un aumento de  $1,380\ 649 \times 10^{-23} \text{ J}$  en su energía térmica. La nueva definición de la temperatura evidencia su naturaleza estadística.

#### *Sustancia (26 CGPM)*

El mol es la unidad de cantidad de sustancia del SI. La definición establecida en la 14ª CGPM de 1971, basada en la masa atómica relativa del átomo de carbono 12 ha perdido vigencia, aunque sigue usándose para determinar los pesos moleculares. La nueva definición se basa en el número de Avogadro, otra de las constantes definitorias seleccionadas.

*El mol, símbolo mol, es la unidad SI de cantidad de sustancia. Un mol contiene exactamente  $6,022\ 140\ 76 \times 10^{23}$  entidades elementales. Esta cifra es el valor*

numérico fijo de la constante de Avogadro,  $N_A$ , cuando se expresa en la unidad  $\text{mol}^{-1}$ .

$$N_A = 6,022\ 140\ 76 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$\text{mol} = 6,022\ 140\ 76 \times 10^{23} / N_A$$

De acuerdo con lo anterior, el mol es la unidad de cantidad de sustancia del SI que contiene exactamente  $6,022\ 140\ 76 \times 10^{23}$  entidades elementales especificadas: moléculas, átomos, iones, electrones, partículas en general.

Hay que recalcar que el mol es una cantidad sustancia y no de masa.

#### *Intensidad lumínica (26 CGPM)*

De acuerdo con la revisión del SI,

*La candela, símbolo cd, es la unidad SI de intensidad luminosa en una dirección dada. Se define al fijar el valor numérico de la eficacia luminosa de la radiación monocromática de frecuencia  $540 \times 10^{12}$  Hz,  $K_{cd}$ , en 683, cuando se expresa en la unidad  $\text{lm W}^{-1}$ , igual a  $\text{cd sr W}^{-1}$ , o a  $\text{cd sr kg}^{-1} \text{ m}^{-2} \text{ s}^3$ , donde el kilogramo, el metro y el segundo se definen en función de  $h$ ,  $c$  y  $\Delta \nu_{Cs}$ .*

La candela es la intensidad luminosa de una fuente que emite, en una dirección determinada, radiación monocromática de frecuencia  $540 \times 10^{12}$  Hz y que tiene una intensidad radiante, en esa dirección, de  $(1/683)$  W/sr.

Notemos que en la nueva definición se ha reemplazado “intensidad radiada” por “eficacia luminosa”.

$$K_{cd} = 683 \text{ lm W}^{-1} = 683 \text{ c sr W}^{-1} = 683 \text{ cd sr kg}^{-1} \text{ m}^{-2} \text{ s}^3$$

$$\text{cd} = K_{cd} \cdot 683^{-1} \text{ sr}^{-1} \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-3}$$

Si se rempazan kg, m, y s en función de sus nuevas definiciones,

$$\text{cd} = [1 / (6, 626\ 070\ 15 \times 10^{-34}) (9\ 192\ 631\ 770)^2 \times 683] (\Delta \nu_{Cs})^2 h K_{cd}$$

$$= 2,614830 \times 10^{10} (\Delta \nu_{Cs})^2 h K_{cd}$$

Según la nueva definición, 1 lm (lumen) es la unidad de flujo luminoso por esteorradián emitido por una fuente puntual cuya intensidad luminosa es de 1 candela.

De aquí resulta que la eficacia espectral luminosa de una radiación monocromática de frecuencia  $540 \times 10^{12}$  Hz es exactamente 683 lm/W.

### *II.5.3. Realización o puesta en práctica de las unidades de medición*

La realización o puesta en práctica de una unidad previamente definida consiste en llevarla al plano de las aplicaciones concretas.

A lo largo de la historia, la definición de cada unidad y su realización han estado vinculadas. Por ejemplo, en el caso de la medición del tiempo, la puesta en práctica consistió en la aplicación de artefactos cada vez más precisos: relojes de sol, clepsidras o relojes de arena, relojes mecánicos y así sucesivamente hasta llegar a los relojes atómicos. Cada uno de ellos estuvo ligado a las sucesivas definiciones de la unidad de tiempo, que iban cambiando con el avance de la tecnología. Otro tanto podría decirse de las demás unidades básicas.

Entre las modificaciones más importantes introducidas por la 26ª CGPM es la separación entre definición y realización de cada unidad.

Con anterioridad a 2019 varias de las definiciones de las unidades especificaban una condición o estado físico particular, ya sea un artefacto, como el IPK en el caso del kilogramo, o un procedimiento, por ejemplo, la determinación del punto triple del agua para definir la temperatura. Tanto con los artefactos como con los procedimientos inevitablemente se fijaba un límite insuperable para la precisión de la puesta en práctica. Así, en el caso del IPK, su masa era considerada exactamente 1 kg, a pesar de los errores de fabricación, diferentes para cada réplica, o las modificaciones ocurridas con el paso el tiempo. Cualquier cambio en la masa del prototipo era transmitido a todas las masas, medidas o por medir.

Como ya vimos, para definir las unidades básicas de SI se asigna un valor numérico fijo (sin incertidumbre) a una o más constantes definitorias. Son definiciones abstractas, que en ningún momento hacen mención a método experimental alguno. Son por lo tanto de aplicación universal y libres de cambios.

El procedimiento actual de puesta en práctica de cada unidad básica consiste en establecer el valor de una cantidad del mismo tipo, usando un método de medición que, a través de leyes físicas, relacione una o más constantes definitorias con la unidad que se quiere realizar. La incertidumbre del resultado dependerá de la calidad del método elegido. Con los futuros desarrollos de la ciencia y la tecnología se podrá contar con métodos cada vez más precisos, sin que sea necesario modificar las definiciones.

Los procedimientos experimentales del más alto nivel tecnológico, basados en ecuaciones de la física, son conocidos como *métodos primarios* para la realización de las



unidades. La característica fundamental es que permiten medir una unidad en particular utilizando sólo medidas de cantidades no vinculadas con dicha unidad. Por ejemplo, no se acepta medir una masa mediante otra masa.

*Un método primario reúne las siguientes condiciones: cumple con las propiedades metrológicas más exigentes; su funcionamiento se describe de forma completa y comprensible; cuenta con expresa declaración de incertidumbre en términos de unidades SI; no requiere un patrón de referencia de la misma cantidad.*

Los métodos primarios actuales involucran equipos sofisticados y desarrollos complejos de la física, cuyo tratamiento escapa a los propósitos de este libro. A título de ejemplo y desde un punto de vista cualitativo, analizaremos un caso muy interesante, la realización del kilogramo.

#### *II.5.4. Realización o puesta en práctica del kilogramo*

La realización del kilogramo implica el reemplazo del último de los patrones materiales de medida, el IPK.

La definición del kilogramo, en términos de la constante de Planck, implica que cualquier aparato capaz de determinar la masa en términos de la constante definitoria pueda ser utilizado para la realización de la unidad, siempre que posea suficiente precisión, exactitud y estabilidad.

Entre varias opciones la balanza de Kibble y el proyecto Avogadro son los métodos primarios de elección en la actualidad.

##### *La balanza de Kibble*

El fundamento de la balanza, desarrollada por Bryan Kibble en 1976, consiste en establecer el equilibrio entre dos fuerzas, la del peso del cuerpo cuyo valor se quiere determinar y la fuerza de Lorenz, de características electromagnéticas. Esta fuerza se produce cuando se aplica un campo magnético a una bobina conductora por donde circula una corriente. La intensidad de esta corriente se modifica gradualmente hasta alcanzar el valor apropiado para que ambas fuerzas se equilibren. A su vez la bobina se mueve lentamente dentro del campo magnético con una velocidad constante medida con alta precisión. Bajo estas condiciones se induce una diferencia de potencial eléctrico, cuya magnitud depende del campo magnético y la velocidad de desplazamiento de la bobina.

La diferencia de potencial y la intensidad de corriente bajo condiciones de equilibrio de la balanza se relacionan de manera directa con el peso del cuerpo, por lo que es crucial la determinación de ambas variables eléctricas con la mayor precisión posible. Esto se logra a través del efecto Josephson y el efecto Hall cuántico. Ambos efectos implican conocimientos avanzados de mecánica cuántica, y no serán discutidos en este libro.

La relación entre la potencia y la corriente es igual al potencial inducido, y puede expresarse en términos de las unidades fundamentales:

$$1 \text{ V} = \text{W A}^{-1} = \text{m}^2 \text{ kg s}^{-3} \text{ A}^{-1}$$

Si se reemplaza cada una de las unidades en términos de las constantes definitorias, como requiere un método primario, el peso del cuerpo queda expresado en términos de  $h$  y  $\Delta v_{\text{CS}}$ .

La determinación de la masa a partir del peso requiere conocer la gravedad en el lugar del experimento.

Notemos que mediante la balanza de Kibble se determina el valor de la masa a partir de la gravedad local y las variables eléctricas, sin usar otra masa como patrón.

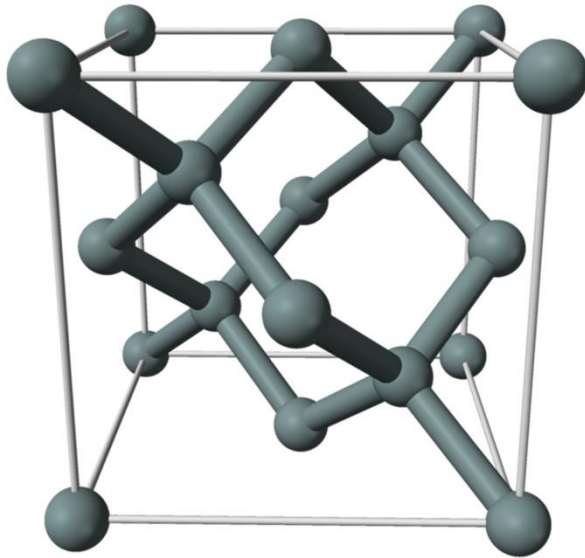
### *El Proyecto Avogadro*

El objetivo del proyecto Avogadro fue determinar, con la mayor precisión posible, el valor de la constante de Avogadro,  $N_A$ , y la constante de Planck,  $h$ , ya que existe una relación estrecha entre ambas. Además, el acceso a un valor muy preciso de  $N_A$  permitió una nueva definición del mol, y una forma de obtener un método primario para la puesta en práctica del kilogramo.

Según se explicita en los documentos publicados por la Oficina internacional de Pesos y medidas, BIPM, el Proyecto de Coordinación Internacional Avogadro, IAC (sigla en inglés), comenzó en 2004 e involucró la colaboración de las unidades metrológicas oficiales de Italia, Bélgica, EE.UU., Australia, Japón, Reino Unido y Alemania, coordinados por el BIPM. El proyecto, desarrollado durante una década, consistió en fabricar una esfera casi perfecta de un monocristal de silicio puro para medir la constante de Avogadro  $N_A$  con una incertidumbre relativa igual o menor que  $2 \times 10^{-8}$ . Equivale ¡nada menos!, que a contar los átomos en la esfera de silicio y equivocarse como máximo en dos átomos por cada cien millones.

El silicio fue el material de elección ya que permite crecer monocristales grandes, casi perfectos y de una alta pureza. Éstos poseen una estructura cristalina homogénea, por lo que es posible medir muy bien la distancia entre los átomos que lo forman, usando

crystalografía de difracción de rayos X. Esta técnica se describe en el capítulo III, apartado III.8.4. La celda unidad es cúbica, de ocho átomos, similar a la del diamante. El largo de una de las aristas del cubo ( $a$ ), es decir el parámetro de red cristalina, fue estimado en 0,357 nm. En la Figura II.7. se muestra un esquema de la celda unidad. El largo de la arista del cubo es igual al parámetro de red  $a$ .



**Figura II.7** Celda unidad del cristal cúbico centrado en las caras de silicio. El largo de la arista del cubo es igual al parámetro de red  $a$ .

La fabricación de los cristales de silicio comenzó en San Petersburgo, Rusia. La sustancia de partida fue el gas tetrafluoruro de silicio,  $\text{SiF}_4$ , el cual se enriqueció en el isótopo 28, el más pesado del silicio, mediante centrifugación. El gas fue transformado luego en hidruro de silicio,  $\text{SiH}_4$ , y condensado para la formación de cristales de silicio con una pureza isotópica del 99,995 %. A partir de este material, en Alemania se hicieron crecer lingotes cilíndricos monocristalinos de alta pureza. La etapa siguiente, llevada a cabo en el Centro Australiano de Óptica de Precisión, consistió en obtener, por pulido de los lingotes, dos esferas prácticamente perfectas de 1 kg de masa cada una. El pulido fue de tal precisión que los defectos de esfericidad son casi del espesor de pocas capas de átomos. El promedio de las mediciones de múltiples diámetros, determinados por métodos ópticos, permitió calcular el volumen de la esfera con un nivel de precisión sin precedentes.

En Bélgica se determinó la pureza del silicio de la esfera en lo que respecta a cambios químicos en superficie (formación de óxido de silicio superficial, adsorción de algunos compuestos orgánicos) y en Italia se midió el espaciado de los átomos del cristal.



**Figura II.8.** Esfera de silicio, similar a las utilizadas en el proyecto Avogadro. La esfera, de 93,6 mm de diámetro, se talló a partir de un monocristal de silicio-28 puro al 99,9995% con una masa de 1 kg.

La esfera monocristalina de silicio 28 lograda en el marco del proyecto Avogadro es la más perfecta jamás realizada en la historia de la humanidad.

La determinación del número de Avogadro,  $N_A$ , se basa, “simplemente”, en estimar la cantidad de átomos en la esfera de silicio. Los datos de partida son el diámetro de la esfera y el parámetro de red (arista del cubo de la celda unidad) para calcular los respectivos volúmenes.

El cociente entre el volumen de la esfera y el volumen de la celda unidad indica cuántas celdas hay en la esfera. Como cada celda tiene ocho átomos, es posible conocer, de manera directa, la cantidad de átomos de Si 28 contenidos en la esfera.

$$N = 8V_s / a^3$$

donde  $V_s$  es el volumen de la esfera, 8 es el número de átomos por celda unidad de silicio 28 cristalino y  $a$  es el parámetro de red del cristal.

El paso siguiente fue determinar el número  $n$  de moles de Si 28 presentes en la esfera, y de allí calcular la constante de Avogadro:

$$N_A = N/n$$

El valor de  $n$  se calcula dividiendo la masa de la esfera por la masa molar del silicio 28, igual a 27,976 926 532 5, obtenida por espectrometría de masa de acuerdo con un procedimiento desarrollado en Alemania.

A través de sucesivas mejoras en las mediciones, el mejor valor obtenido en 2017 para la constante de Avogadro, con una incertidumbre relativa de  $1,0 \times 10^{-8}$  es

$$N_A = 6,022\ 140\ 758\ (62) \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Tal como ya se indicó, a partir de ese valor se fijó el de la constante definitoria como

$$N_A = 6,022\ 140\ 76 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

*La reciente medición de la constante de Avogadro es uno de los logros más interesantes, sorprendentes y fructíferos de la metrología y de la cooperación científica internacional.*

De acuerdo con el procedimiento descrito más arriba, no sólo  $N_A$  toma un valor fijo sino también la masa atómica del isótopo 28 del Si. El número de moles de Si 28 presentes en la esfera de 1 kg es:

$$n = 1000 / 27,976\ 926\ 532\ 5 \approx 35,743\ 740\ 43 \text{ mol}$$

La esfera de Si y su completa caracterización constituye un método excelente para la puesta en práctica del kilogramo. El diámetro de la esfera requerido para alcanzar la masa de 1 kg pudo lograrse por pulidos sucesivos, hasta alcanzar un diámetro de 93,6 mm. La masa de la esfera fue determinada en el Laboratorio Piloto del BIPM y en institutos de metrología de Japón y Alemania, por comparación con réplicas calibradas con respecto al prototipo del kilogramo patrón, en aire y al vacío, para eliminar el empuje de Arquímedes del aire. Se trató de un complejo trabajo en equipo, que permitió la medición de la masa con una incertidumbre de 5 partes en  $10^9$ , es decir, un error de hasta 5  $\mu\text{g}$  en la esfera de 1 kg.

*A partir del proyecto Avogadro de la Coordinación Internacional de Avogadro, el kilogramo se define como la masa de una esfera de 93,6 mm de diámetro de un monocristal de átomos de silicio 28.*

La anterior definición involucra un método primario de alta complejidad accesible en pocos laboratorios del mundo<sup>5</sup>. No obstante, los países que no disponen de una esfera de silicio pueden hacer las mediciones de masa mediante métodos secundarios, que involucran patrones validados con respecto a la esfera de silicio, con expresa indicación de la incertidumbre, obtenidos en los centros metrológicos preparados para este fin.

---

<sup>5</sup> Para una descripción completa de los procedimientos relativos a la esfera de Silicio ver el artículo “*Realization of the kilogram by the XRCD method*”, Kenichi Fujii *et al* 2016 *Metrologia* **53** A19.

## ACTIVIDADES DEL CAPÍTULO II

### II.6 Actividades con lápiz y papel

#### II.6.1. La importancia de un sistema unificado de unidades

*A fines de septiembre de 1999, la nave espacial lanzada desde EE.UU. nueve meses antes para estudiar la atmósfera superior y el clima de Marte llegaba a destino. Pero en lugar de orbitar el planeta rojo y enviar datos a la Tierra como estaba previsto, simplemente se sumió en el más absoluto silencio. El informe de la NASA, muy escueto, simplemente indica que la nave se ocultó detrás del planeta tal como se ve desde la Tierra y que la señal que se esperaba con la reaparición de la nave en el horizonte marciano no se produjo. Los intentos por captar la señal continuaron hasta el día siguiente, cuando fueron abandonados, dándose por fracasada la misión.*

¿Qué había ocurrido? En su libro “Las Constantes de la Naturaleza”, John D. Barrow relata las causas últimas del fracaso: simplemente la nave espacial se estrelló contra el suelo marciano ¡por un problema con el sistema de unidades!

La empresa privada que controlaba el funcionamiento diario de la nave, *Lockheed Martin*, mandaba datos al control de la misión en unidades de millas y pies, mientras que los científicos de la NASA suponían, como era de esperar, que dichas medidas correspondieran al SI. La diferencia entre millas y kilómetros fue suficiente para que la nave, en lugar de girar alrededor del planeta en la órbita calculada, se incrustara en el suelo marciano, destruyendo el trabajo de cientos de personas durante un largo tiempo y millones de dólares.

- a. Discutir el párrafo anterior
- b. Buscar otros ejemplos relativos a la necesidad de medir correctamente.
- c. Comentar la importancia de la medición en los pueblos de la antigüedad.
- d. Analizar las ventajas y las desventajas de las unidades antropométricas.
- e. Explicar las diferencias entre un sistema de unidades coherente y otro que no lo es. Dar ejemplos.

### II.6.2. Utilicemos múltiplos y submúltiplos

- a. Expresar la masa del Sol,  $m = 1,989\ 1 \times 10^{30}$  kg, en Yg (yottagramos) y la masa de un electrón,  $m_e = 9,109\ 4 \times 10^{-31}$ g, en yg (yoctogramos).
- b. ¿Qué prefijo considera más adecuado para expresar la distancia entre ciudades?
- c. Expresar en km el diámetro de una partícula coloidal de 50 nm. ¿Es razonable la elección del km en este caso?

### II.6.3. Escribamos las unidades correctamente

Indique en cuáles de las siguientes expresiones las unidades están bien escritas:

- a) La estatura de Juan es 1,75 m  
La estatura de Juan es 1,75 metros  
La estatura de Juan es 1,75 mts.
- b) La luz recorre en el vacío 299 792 458 metros en cada seg.  
La luz recorre en el vacío 299 792 458 m en cada s  
La luz recorre en el vacío 299 792 458 m en cada segundo  
La velocidad de la luz en el vacío es 299 792 458 m s<sup>-1</sup>
- c) Una pinta equivale a 0,4732 L  
Una pinta equivale a 0,4732 lts.  
Una pinta equivale a 0,4732 litros
- d) Un kilogramo de pan  
Un kilo de pan  
Un kgr. de pan  
Un kg de pan

### II.6.4. Ejercicios para utilizar unidades básicas y derivadas

A continuación, proponemos actividades para la utilización del SI y sus relaciones con otros sistemas también en uso.

#### 1. Responda las siguientes preguntas

- a. ¿Por qué en nuestro país se comercializan frascos de mermelada cuya masa neta es 454 g?



- b. En el SI, las medidas de longitud y volumen están relacionadas de modo simple y directo (por ejemplo, cm y cm<sup>3</sup>). ¿Existe una relación igualmente simple entre pulgadas y pintas?
- c. Averigüe qué es una arroba, un quintal y una tonelada métrica. Indique las equivalencias con el SI.
- d. El mayor diamante encontrado se cree que es el extraído de una mina en Sudáfrica y denominado Cullinan, en honor del dueño de la mina. En bruto pesaba 3196 quilates, y a partir de este diamante se tallaron noventa y seis piezas pequeñas y nueve grandes gemas, conocidas como las Nueve Estrellas de África, en poder de la corona británica. La mayor de ellas de 530,2 quilates. Calcule la masa y el volumen del diamante original. La densidad del diamante es de 3,5 g cm<sup>-3</sup>, y 1 quilate equivale a 0,2 g.
- e. Demostrar que 1 libra por pulgada cuadrada equivale a 0,0698 bar.
- f. En un día de invierno en Córdoba la presión atmosférica asciende a 976 hPa, mientras que la presión del aire en los neumáticos es 28 psi. Calcule la relación que existe entre ambas presiones.
- g. Los velocímetros de los automóviles ingleses indican la velocidad (más correcto sería decir rapidez) en millas por hora. ¿A cuánto equivale, en medidas inglesas, una velocidad de 120 km/h? ¿Y si una lancha se mueve a la misma velocidad, a cuánto equivale en millas náuticas? 1 milla = 1,609 km y 1 milla náutica = 1,852 km.
- h. La superficie de la Tierra recibe, en promedio, 235 W m<sup>-2</sup> de energía radiante proveniente del Sol. Calcule cuánta energía solar recibe nuestro planeta cada año. En diciembre de 2019, la Empresa Provincial de Energía de Córdoba comercializaba la energía eléctrica a razón de \$ 5,52 el kW h ¿A cuánto ascendería el costo de la energía solar recibida en cada m<sup>2</sup> si hubiera que pagarla al mismo precio?
- i. Dadas las unidades listadas a continuación, indique a qué tipo de magnitud se aplican (longitud, masa, etc.), y escriba el símbolo correspondiente para aquellas que son unidades del SI.

|                  |             |        |         |
|------------------|-------------|--------|---------|
| arroba           | galón       | litro  | pinta   |
| atmósfera        | hectárea    | milla  | psi     |
| bar              | hectopascal | newton | quilate |
| dm <sup>3</sup>  | joule       | onza   | quintal |
| dam <sup>2</sup> | kelvin      | palmo  | vara    |
| fanega           | libra       | pie    | yarda   |

|   |                                       |
|---|---------------------------------------|
| Diámetro de la Tierra en el ecuador                             | 12 756 km                             |
| Circunferencia de la Tierra en el ecuador                       | 40 076 km                             |
| Diámetro de la Tierra de uno a otro polo                        | 12 713,82 km                          |
| Circunferencia de la Tierra en los polos (meridianos)           | 40 009,152 km                         |
| Longitud de un grado de latitud en el ecuador                   | 110,576 km                            |
| Longitud de un grado de longitud en el ecuador                  | 111,307 km                            |
| Superficie de la Tierra   | $5,10101 \times 10^8 \text{ km}^2$    |
| Volumen de la Tierra  | $1,08332 \times 10^{12} \text{ km}^3$ |
| Masa de la Tierra   | $5,977 \times 10^{24} \text{ kg}$     |
| Velocidad de rotación de la Tierra sobre su eje en el ecuador   | 1 620 km/h                            |
| Velocidad promedio de revolución de la Tierra alrededor del Sol | 107 118 km/h                          |
| Diámetro de la Tierra en el ecuador                             | 12 756 km                             |
| Circunferencia de la Tierra en el ecuador                       | 40 076 km                             |
| Diámetro de la Tierra de uno a otro polo                        | 12 713,82 km                          |
| Circunferencia de la Tierra en los polos (meridianos)           | 40 009,152 km                         |
| Longitud de un grado de latitud en el ecuador                   | 110 576 km                            |
| Longitud de un grado de longitud en el ecuador                  | 111 307 km                            |
| Superficie de la Tierra   | $5,10101 \times 10^8 \text{ km}^2$    |
| Volumen de la Tierra  | $1,08332 \times 10^{12} \text{ km}^3$ |
| Masa de la Tierra   | $5,977 \times 10^{24} \text{ kg}$     |
| Velocidad de rotación de la Tierra sobre su eje en el ecuador   | 1 620 km/h                            |
| Velocidad promedio de revolución de la Tierra alrededor del Sol | 107 118 km/h                          |

**Tabla II.6.** Medidas significativas de nuestro planeta.

2. Tome en cuenta los datos de la Tabla II.6 y resuelva los siguientes puntos:

- a. Un avión se desplaza a 10 000 m de altitud a una velocidad promedio de 285 m/s. Calcule el tiempo que demorará en dar la vuelta completa al planeta pasando a) por el ecuador terrestre y b) por los polos, siguiendo cualquier meridiano.
- b. Calcule la densidad del planeta Tierra en unidades básicas del SI.

- c. ¿Cuántos metros en promedio avanza la Tierra en su órbita alrededor del Sol en 1 s?
- d. El 99% de la masa de la atmósfera está contenida en un espesor de 30 km. Si la Tierra se redujera al tamaño de una pelota de fútbol (aproximadamente 22 cm de diámetro), ¿a cuánto debería reducirse el espesor de la atmósfera para mantener la proporción? Utilicemos este resultado para analizar críticamente los esquemas que generalmente traen los libros respecto a la atmósfera que rodea a la Tierra.

| Partícula              | Diámetro                 |
|------------------------|--------------------------|
| Un glóbulo rojo        | 7 $\mu\text{m}$          |
| Una bacteria           | (0,4 – 14) $\mu\text{m}$ |
| Un virus               | (10 – 300) nm            |
| Una partícula coloidal | (2 – 200) nm             |

**Tabla II.7.** Medidas del mundo de lo muy pequeño.

3. Considere los datos de la Tabla II.7 y determine:

- a. Cuántos glóbulos rojos caben alineados uno al lado del otro en 1 mm.
- b. En términos de diámetros, si un virus de 100 nm creciera hasta el tamaño de una bolita de 1 cm, ¿de qué tamaño sería una bacteria de 10  $\mu\text{m}$  para mantener la proporción entre ambos?
- c. El diámetro del átomo de oro se ha estimado en 144 pm. ¿Cuántos átomos de este metal, aproximadamente, forman una partícula coloidal de oro de 10 nm de diámetro?

|  |                           |
|--|---------------------------|
| Distancia promedio de la Tierra a la Luna                      | 384 400 km                |
| Distancia promedio de la Tierra al Sol                         | $1,495 \times 10^{11}$ m  |
| Distancia del Sol a la estrella más cercana (Próxima Centauri) | 4,22 aL                   |
| Diámetro del planeta Júpiter                                   | 142 984 km                |
| Masa del planeta Júpiter                                       | $1,899 \times 10^{27}$ kg |
| Densidad del planeta Júpiter                                   | $1,33 \text{ g cm}^{-3}$  |

**Tabla II.8.** Medidas del mundo de lo muy grande.

4. Sobre la base de los datos brindados en la Tabla II.8 responda las siguientes preguntas:
- En promedio, ¿cuánto demora la luz del Sol en llegar a nuestro planeta?
  - ¿Cuál es la distancia del Sol a *Próxima Centauri* en unidades del SI?
  - ¿Cuántas veces cabe la Tierra en el volumen de Júpiter? Suponga que ambos planetas son esferas perfectas y realice un cálculo estimativo.
  - ¿Cuál sería el volumen de la Tierra si tuviera la misma densidad que Júpiter?

#### II.6.5. ¿Son unidades?

En un recetario se indican los siguientes ingredientes para hacer pan lactal: “harina, 4 tazas; huevos, 4; manteca o margarina, 200 g; leche tibia, 1 taza; azúcar, 3 cucharadas; sal, 2 cucharaditas; agua tibia,  $\frac{1}{2}$  taza; levadura prensada, 2 cucharadas colmadas”.

- ¿Qué opinión le merece la forma de establecer cantidades en la presente receta?
- ¿Qué problemas pueden suscitarse? ¿De qué manera se pueden solucionar?
- Las medidas de harina, leche, azúcar, sal, agua y levadura, ¿corresponden a masa o a volumen? ¿Por qué?

Al comienzo del mismo recetario se presenta una tabla de “medidas y equivalencias”, con la siguiente información:

“1 cucharada al ras equivale a 14 g de azúcar, 11 g de harina, 12,5 g de agua y 12,5 g de aceite.

1 taza equivale a 250 g de azúcar, 160 g de harina, 250 g de agua y 250 g de aceite”.

- La información adicional ¿mejora el sistema de medida de los ingredientes? ¿Por qué?
- ¿Está bien decir que dos volúmenes iguales, uno de agua y el otro de aceite tienen la misma masa?
- Las unidades que se indican en el libro de cocina, ¿son realmente unidades?

#### II.6.6. Una unidad muy especial: el mol

En el mol, la unidad de medición de la cantidad de sustancia, lo inconmensurablemente grande y lo increíblemente pequeño se dan la mano. Su uso en el aula facilita

la aplicación de los conocimientos sobre unidades, la conversión entre ellas y la notación exponencial. Dado que el mol sólo tiene sentido en el mundo de las dimensiones atómicas y moleculares, su uso facilita la comprensión del tamaño de átomos y moléculas.

Leer y comentar el siguiente párrafo:

*“Es tan vasto el Universo y tan pequeño el átomo, que en ninguno de los dos casos parece posible captar las dimensiones implicadas.*

*Como es natural, podemos usar números para expresar el tamaño en ambos sentidos, puesto que los números se emplean para representar cualquier cantidad, tanto muy grande como muy pequeña. El problema radica en que, aunque los números se utilicen como símbolo de lo vasto o lo diminuto, no son mucho más comprensibles que las cosas en sí. Se pueden manipular y conseguir que funcionen con mayor facilidad que los objetos en sí -y esta es su ventaja- pero no consiguen dar idea más fácil de las cosas... No hay forma de captar el tamaño del Universo o de un átomo de la misma manera en que apreciamos, por ejemplo, el de una panera, o de un gato, o de cualquier otra cosa que nos sea familiar y que tenga un tamaño suficientemente similar al nuestro propio.*

*No obstante, se me ocurre pensar que cualquier medición, por extrema que sea, tal vez parezca menos extraña si nos aproximamos a ella poco a poco, a través de una serie de pasos regulares”.*

Isaac Asimov, *La medición del Universo*, 1984.

A continuación se presenta “una serie de pasos regulares” tal como sugiere Asimov, para acercarnos a las dimensiones del Número de Avogadro y del átomo. Tenga en cuenta de que el número de Avogadro es adimensional, mientras que la unidad de la constante de Avogadro es mol<sup>-1</sup>.

Considere que dispone de cubitos de cualquier material sólido, de 1 mm de lado. Obviamente, cualquiera de sus caras tiene una superficie de 1 mm<sup>2</sup>, la superficie de cada cubito es 6 mm<sup>2</sup> y su volumen, 1 mm<sup>3</sup>.

Es posible alinear 10 cubitos para obtener una longitud de 1 cm, o colocar 100 cubitos formando un cuadrado de 10 mm × 10 mm, cuya superficie será 100 mm<sup>2</sup> = 1 cm<sup>2</sup>, o formar un cuadrado de 100 mm × 100 mm = 10 000 mm<sup>2</sup> = 100 cm<sup>2</sup> acomodando 10 000 cubitos.

Imagine ahora que colocamos 1 mol de cubitos ordenados de tal forma de cubrir una superficie. ¿A qué será equivalente dicha superficie? ¿Al piso de una habitación? ¿A la manzana donde está su casa? ¿A un barrio? ¿A una ciudad? ¿A algo más grande?

### Primer paso

La superficie de una habitación de 5 m × 5 m (cercana a las dimensiones de un aula) es

$$S = 5 \text{ m} \times 5 \text{ m} = 25 \text{ m}^2 = 2,5 \times 10^7 \text{ mm}^2 = 25\,000\,000 \text{ mm}^2.$$

Se requieren veinticinco millones de estos cubitos para cubrir el piso del aula, mucho menos que un mol de cubitos ( $6,022 \times 10^{23}$  cubitos).

Si se desea cubrir la superficie de una ciudad, por ejemplo Córdoba, cuya superficie  $S = 562 \text{ km}^2$ , o en  $\text{mm}^2$ :

$$\begin{aligned} S &= 562 \text{ km}^2 \times 10^6 \text{ m}^2/\text{km}^2 = 562 \times 10^6 \text{ m}^2 = 5,62 \times 10^8 \text{ m}^2 = \\ &= 5,62 \times 10^8 \text{ m}^2 \times 10^6 \text{ mm}^2/\text{m}^2 = 5,62 \times 10^{14} \text{ mm}^2 \end{aligned}$$

Son necesarios  $5,62 \times 10^{14}$  cubitos, mucho menos de lo que es un mol de cubitos ( $6,022 \times 10^{23}$ ).

### Segundo paso

¿Entonces qué superficie podría cubrirse con un mol de cubitos? Analicemos algo mucho más grande, por ejemplo, la Tierra. Si se la considera como una esfera uniforme, su diámetro medio es  $D = 12\,742 \text{ km}$ .

$$\begin{aligned} S &= 4 \pi r^2 = 4 \pi (D/2)^2 = \pi \times D^2 = \pi (12\,742 \text{ km})^2 \cong 5,10 \times 10^8 \text{ km}^2 = 510\,064\,472 \text{ km}^2 \\ &= 5,10 \times 10^8 \text{ km}^2 \times 10^6 \text{ m}^2/\text{km}^2 = 5,10 \times 10^{14} \text{ m}^2 = 5,10 \times 10^{14} \text{ m}^2 \times 10^6 \text{ mm}^2/\text{m}^2 = \\ &= 5,10 \times 10^{20} \text{ mm}^2 \end{aligned}$$

Esto significa que si se cubriese íntegramente la superficie de la Tierra, incluyendo los océanos, con cubitos de 1 mm de lado sólo se usarían del orden de  $10^{-3}$  mol de cubitos, por lo tanto un mol alcanzaría para cubrir alrededor de  $10^3$  planetas del tamaño de la Tierra, o para cubrir la totalidad de nuestro planeta con una capa de  $10^3 \text{ mm} \cong 1 \text{ m}$  de espesor.

### Tercer paso

¿Hasta dónde se podría llegar si se coloca un mol de estos cubitos, uno a continuación del otro? ¿Hasta la Luna? ¿Hasta el Sol? ¿Más cerca? ¿Más lejos? Hagamos cuentas. La distancia promedio Tierra-Luna ( $d_{TL}$ ) es 384 400 km. Para relacionarla con los cubitos calculemos esta distancia en mm:

$$d_{TL} = 384\,400 \text{ km} = 3,844 \times 10^5 \text{ km}$$

$$3,844 \times 10^5 \text{ km} \times 10^3 \text{ m/km} = 3,844 \times 10^8 \text{ m}$$

$$3,844 \times 10^8 \text{ m} \times 10^3 \text{ mm/m} = 3,844 \times 10^{11} \text{ mm}$$

Esta distancia se consigue con mucho menos que un mol de cubitos, ya que sólo se han utilizado aproximadamente  $5 \times 10^{-12}$  mol.

#### Cuarto paso

Probemos con el Sol. Como vimos anteriormente, la distancia media Tierra-Sol ( $d_{TS}$ ) es  $1,495 \times 10^{11} \text{ m} \approx 1,5 \times 10^{11} \text{ m}$ . En milímetros, esta distancia es:

$$d_{TS} = 1,5 \times 10^{11} \text{ m} \times 10^3 \text{ mm/m} = 1,5 \times 10^{14} \text{ mm}$$

El resultado anterior es mucho menos que la longitud de un mol de cubitos alineados. Ahora se han utilizado  $2,5 \times 10^{-10}$  mol, o sea del orden de la mil millonésima parte del mol. Sigamos alejándonos de la Tierra, salgamos fuera del Sistema Solar.

#### Quinto paso

La distancia entre la Tierra y la estrella más cercana, *Proxima Centauri* es  $d_{PC} = 4,22 \text{ aL}$  (años luz), es decir, la luz que detectan nuestros instrumentos fue emitida por la estrella 4,22 años antes de la observación. Como vimos anteriormente,  $1 \text{ aL} = 9,45 \times 10^{15} \text{ m}$ , por lo que:

$$d_{PC} = 4,22 \text{ aL} \times 9,45 \times 10^{15} \text{ m/aL} = 3,99 \times 10^{16} \text{ m}$$

$$3,99 \times 10^{16} \text{ m} \times 10^3 \text{ mm/m} = 3,99 \times 10^{19} \text{ mm}$$

Esto es menos que la longitud de un mol de cubitos alineados, habríamos utilizado  $6,6 \times 10^{-5}$  mol.

#### Sexto paso

Si se usara un mol de cubitos para hacer un puente de un cubito de espesor entre *Proxima Centauri* y la Tierra, ¿de qué ancho sería?

$$\text{Ancho del puente} = 6,022 \times 10^{23} \text{ mm} / (3,99 \times 10^{19} \text{ mm}) = 1,5 \times 10^4$$

El puente tendría  $1,5 \times 10^4$  cubitos de ancho, equivalente a  $1,5 \times 10^4 \text{ mm} = 15 \text{ m}$

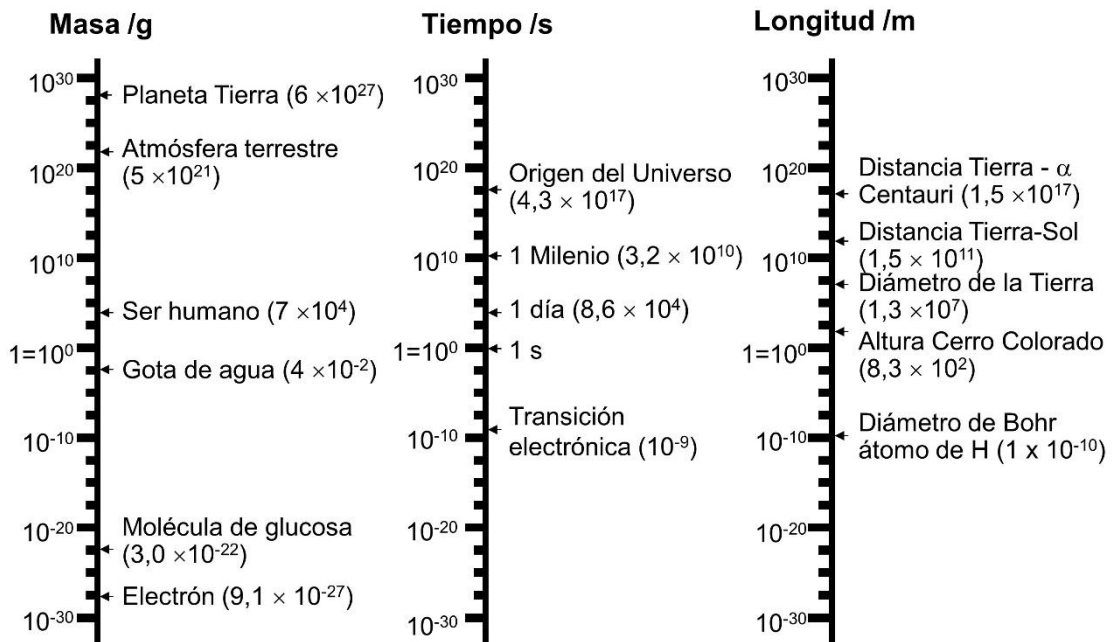
Con un mol de cubitos de 1 mm de lado podríamos cubrir un puente de 1 mm de espesor y 15 m de ancho desde la Tierra hasta la estrella *Próxima Centauri*.

Otro ejemplo

¿Cuánto tiempo sería un mol de segundos? No vale la pena el trabajo de averiguarlo. El tiempo más largo que podemos considerar es la edad del Universo, estimada por el modelo del *Big Bang* en 13,7 miles de millones de años, o sea,  $4,3 \times 10^{17}$  s. Esta inmensidad de tiempo es solamente el 0,000 072 % de un mol de segundos. ¡Increíble!

Los ejemplos anteriores pretenden ayudarnos a comprender lo increíblemente grande que es la constante de Avogadro, o sea la cantidad de partículas presentes en un mol.

En la Figura II.9 puede observarse que el valor de “mol” no es adecuado para cuantificar las magnitudes del mundo macroscópico, ya sean masas, longitudes o tiempos.



**Figura II.9.** Escalas logarítmicas para representar medidas de masa, tiempo y longitud, desde las partículas subatómicas hasta las dimensiones astronómicas. Las dimensiones de tiempo van desde la edad del universo hasta la duración de una transición electrónica dentro de un átomo.

La necesidad de medir en el mundo de lo ultra pequeño

Si el mol representa una cantidad tan grande de partículas, ¿para qué nos sirve?



Sin perder de vista los ejemplos anteriores, considere ahora 1 mol de moléculas de agua, o sea 18,02 g, cuyo volumen es 18,02 cm<sup>3</sup> (la densidad del agua líquida es prácticamente igual a 1g/cm<sup>3</sup>). Un mol de agua cabe aproximadamente en una cuchara sopera.

Compare este resultado con el volumen de un mol de cubitos de 1 mm de lado, aproximadamente 600 millones de km<sup>3</sup>. ¡Cuán pequeña que debe ser una molécula de agua para que un mol de ellas pueda beberse de un sorbo!

La masa de una sola molécula es una cantidad inconcebiblemente pequeña:

$$18,02 \text{ g/mol} / (6,022 \times 10^{23} / \text{mol}) = 2,99 \times 10^{-23} \text{ g}$$

De lo anterior queda claro cuál es la utilidad del mol: se trata de una unidad especialmente apropiada para medir cantidad de sustancia, cargas, fotones, electrones, etc. en términos de partículas. Para trabajar con partículas tan pequeñas, se necesita una cantidad tan grande como el número de Avogadro.

#### II.6.7. Apliquemos nuestros conocimientos

1. Si fuera posible reunir un mol de arvejas,
  - a) ¿Cuál sería su masa aproximada? Suponga que el diámetro de cada una es 0,5 cm y que su densidad es de 1 g cm<sup>3</sup>. Compare este valor con la masa del Sol.
  - b) Si se contaran las arvejas a razón de 1 por segundo, el tiempo necesario sería, obviamente,  $6,022 \times 10^{23}$  s. ¿A cuántos años corresponde? ¿Cómo se compara este tiempo con la edad del universo?
2. La masa de 1 mol de H<sub>2</sub>O y de 1 mol de NaCl son 18,02 g y 58,44 g respectivamente. ¿Cuántos moles de agua y de NaCl hay en una olla donde se coloca 1 L de agua y 5 g de NaCl? Considere que la densidad del agua es 1 g cm<sup>-3</sup>.
3. Medio mol de iones Ca<sup>2+</sup> tiene la masa de 20,04 g y una carga de + 96,47 kC (kiloculombios). ¿Cuántos gramos de Cl<sup>-</sup> son necesarios para neutralizar la carga eléctrica de esa masa de iones calcio?
4. Los valores de la masa y la carga de 1 mol de electrones (e<sup>-</sup>) son:  
 $9,109 \times 10^{-31} \text{ kg} \times 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 5,485 \times 10^{-7} \text{ kg mol}^{-1} = 548,5 \text{ } \mu\text{g mol}^{-1}$   
 $-1,602 \times 10^{-19} \text{ C} \times 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 9,647 \times 10^4 \text{ C mol}^{-1} = -96,47 \text{ kC mol}^{-1}$

Discuta los datos anteriores y sus significados.

5. La radiación electromagnética se caracteriza por la energía de sus fotones, la que a su vez se relaciona con la frecuencia a través de la expresión  $E = h \nu$ , donde  $\nu$  es la frecuencia, medida en Hz (hertz) (equivalente a  $s^{-1}$ ), y  $h$  es la constante de Planck,  $h = 6,626\ 070\ 15 \times 10^{-34} \text{ J} \times \text{s}$ , El valor de la constante de Avogadro es  $N_A = 6,022\ 140\ 76 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ . Demuestre que 1 mol de fotones cuya frecuencia es  $5 \times 10^{14} \text{ Hz}$  tiene una energía aproximada de 199,5 kJ.
6. Discuta la Figura II.9

#### II.6.8. La 26ª Conferencia General de Pesos y Medidas (CGPM) y el nuevo SI

1. Comente, en términos generales, los cambios más importantes introducidos en la 26ª CGPM.
2. ¿Qué se entiende por constantes definitorias? ¿Cuáles son las ventajas de su aplicación?
3. El promedio de los valores para la constante de Avogadro,  $N_A$ , determinada por varios métodos de última generación, es  $6,022\ 140\ 758\ (62) \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ , mientras que el valor considerado en la definición del mol es  $6,022\ 140\ 76 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ . ¿Cuáles son las diferencias entre ambos valores? ¿Qué significado tienen los dos dígitos entre paréntesis?
4. Para cada una de las unidades básicas del SI vigente desde 2019 indique cuál o cuáles constantes de la naturaleza participan en su definición.
5. Compare las definiciones del metro, del kilogramo y del segundo antes y después de la 26ª CGPM. Comente las diferencias.
6. Comente brevemente cómo fue evolucionando la definición del metro desde la Revolución Francesa hasta nuestros días.
7. ¿Qué entiende por realización o puesta en práctica de una unidad?
8. Se indica que, con las convenciones vigentes, las definiciones y los procedimientos de puesta en práctica de las unidades se han desacoplado. Explique y dé ejemplos.
9. ¿Qué caracteriza a los métodos primarios?
10. ¿Qué se entiende por trazabilidad?
11. Escriba la definición actual del kilogramo y haga un análisis dimensional en términos de las unidades básicas.

12. ¿En qué consistió el Proyecto Avogadro? ¿Cuáles fueron sus objetivos?
13. El Proyecto Avogadro se basa en la construcción de una esfera cuasi perfecta de Si 28. ¿Por qué se eligió el silicio? ¿Por qué es necesario que la esfera sea monocristalina?
14. Estime la cantidad de átomos y de moles de Silicio 28 que hay en una esfera de 50,00 mm de diámetro. Tenga en cuenta las dimensiones de la esfera de Avogadro y que se trata de trabajar con volúmenes.  
R =  $9,18 \times 10^{23}$  átomos y 0,15 mol.

## II.7. Actividades “para meter las manos”. Hay que tomar medidas

### II.7.1. La acción de medir

El palmo es la distancia entre los extremos del pulgar y del meñique cuando la mano de un adulto está abierta en su máxima extensión. Equivale 21,4 cm, que es la cuarta parte de una vara (83,59 cm). Estas medidas eran usualmente usadas en España y sus colonias hasta fines del siglo XIX.

Elija tres personas para que cada una realice las siguientes mediciones usando sus propios cuerpos:

- i) La distancia de una pared a la opuesta, en pies.
- ii) El largo de la mesa, en palmos.
- iii) El largo de un mantel, en yardas.

Compare los resultados obtenidos por cada persona. ¿Son coincidentes? ¿Hay diferencias? ¿A qué se pueden atribuir?

Repita las mediciones especificadas en a) usando una cinta métrica, y transforme los resultados obtenidos en pies, palmos y yardas respectivamente, según las equivalencias con el SI. Compare estos resultados con los anteriores.

Discuta las ventajas de contar con un sistema unificado de unidades.

### II.7.2. ¿Es posible medir la temperatura sin un termómetro?

Se necesitan cuatro recipientes de helado, de uno o dos litros, o cualquier otro recipiente (fuentes, ensaladeras, etc.) preferentemente de un material mal conductor

del calor como plástico o *telgopor* (poliuretano expandido). Coloque en uno de los recipientes agua de la heladera con cubitos de hielo y en otro, agua caliente pero que no queme, aproximadamente a 50°C.

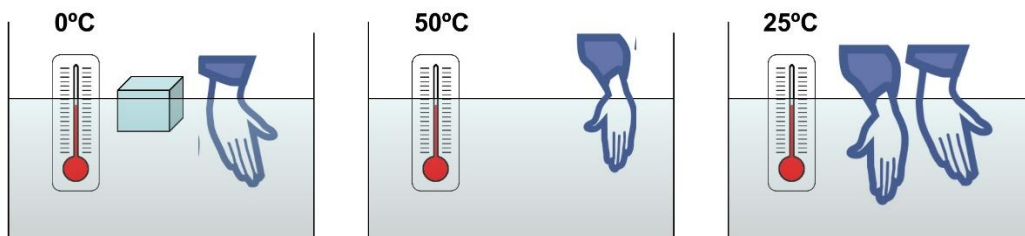
Solicite a uno de los participantes que introduzca su mano en el recipiente de agua fría y a otro que haga lo mismo, pero en el recipiente de agua caliente.

Transcurridos dos o tres minutos, llene los otros dos recipientes con agua de la canilla y solicite a ambos participantes que metan la misma mano en el nuevo recipiente. Pregunte a cada participante si el agua de la canilla está fría o caliente y anote sus respuestas.

Solicite a otro participante que coloque una mano en el recipiente conteniendo agua con hielo, y la otra mano en el que contiene agua a 50 °C. Pasados dos o tres minutos, solicítele que retire ambas manos y las sumerja en el recipiente conteniendo el agua a temperatura ambiente. Pregúntele ahora al tercer participante si el agua del último recipiente está fría o caliente y anote su respuesta.

Mida la temperatura de los cuatro recipientes con un termómetro, anote los resultados y compárelos con las respuestas de los participantes.

Discuta las implicancias de este experimento. Establezca diferencias entre datos científicos, sensaciones y opiniones. Analice la utilidad de los instrumentos de medida. ¿Es posible estimar la temperatura del agua sólo a través de nuestros sentidos? Figura II.10.



**Figura II.10.** Percibimos sensaciones térmicas, pero no somos capaces de evaluar temperaturas. El agua a 25°C es percibida como tibia por la mano que estuvo en el agua con hielo, y como fría por la que estuvo en el agua caliente. (Dibujar una mesa con tres recipientes con agua y hielo y con agua a 25°C y a 50°C, con termómetros que indiquen los valores, y manos sumergidas).

### II.7.3. ¿Temperatura? ¿Sensación térmica?

Mediante instrumentos adecuados se puede medir la temperatura de un piso de madera y la de otro piso de mosaicos, en contacto con el anterior y comprobar que son

iguales. Pise uno y otro piso con los pies descalzos, y compare su sensación con el hecho de la igualdad de temperaturas indicada por el instrumento. ¿Qué conclusiones obtiene? Averigüe qué es la sensación térmica que informan los noticieros cuando hablan del tiempo y cómo se calcula.

#### *II.7.4. Construyamos una balanza sencilla*

##### **Elementos a Utilizar**

Una percha de ropa

Dos latas o recipientes vacíos e iguales

Hilo resistente

Paquete de medio kilogramo o de 250 gramos de yerba, o de cualquier otro alimento de masa conocida

Regla graduada al milímetro

Clavo y martillo para perforar los recipientes

Tijera

Una buena cantidad de tuercas, tornillos o bolitas de vidrio, todas de igual tamaño y masa.

##### **Procedimiento**

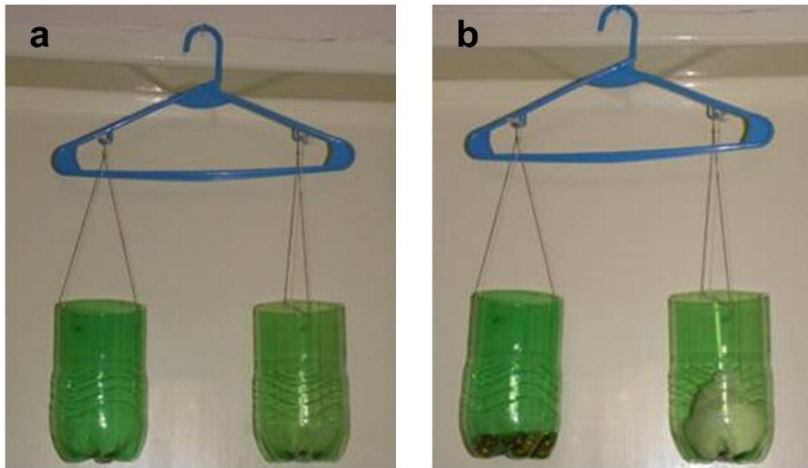
Construya la balanza según la Figura II.11.a, para lo cual deberá medir el largo de los hilos que sujetan los recipientes de la mejor manera posible, para que las longitudes sean prácticamente iguales. En cada recipiente haga dos o tres agujeros, equidistantes entre sí y respecto del borde del recipiente.

Coloque el alimento de masa conocida en uno de los recipientes, y agregue tuercas o bolitas en la otra hasta que la varilla de la percha quede en posición horizontal (Figura II.11.b).

Cuente la cantidad de tuercas o bolitas que corresponden a la masa de alimento que colocó en el otro recipiente, y determine la masa aproximada de cada tuerca o bolita.

¿Podría construir una escala para determinar la masa aproximada de diversos cuerpos utilizando tuercas o bolitas?

Determine la masa de diversos cuerpos empleando esta escala. ¿Cuál es el valor mínimo de masa que podrá determinar?



**Figura II.11 a y b.** Construcción de una balanza rudimentaria que utiliza tuercas como unidades de masa.

### II.7.5. Algunas consideraciones sobre el litro y el decímetro cúbico

Como discutimos en el punto II.4.4, en 1961 se definió al decímetro cúbico como la unidad de volumen, dejando de lado al litro, la unidad de volumen establecida en 1901. La decisión respondió al hecho de que, en términos rigurosos, no son equivalentes. Sin embargo, dado que la diferencia entre ambos es muy pequeña, suelen considerarse como tales cuando se trata de volúmenes aproximados. Los volúmenes que se miden en la vida diaria responden a estas características, como en la actividad que se propone a continuación.

#### Elementos a utilizar

Regla o cinta métrica graduada al milímetro

Recipiente cuyo volumen geométrico se determine con facilidad, por ejemplo, uno de paredes planas y paralelas

Probeta o jarra medidora de 1 L de capacidad

Colorante de cocina.

#### Procedimiento

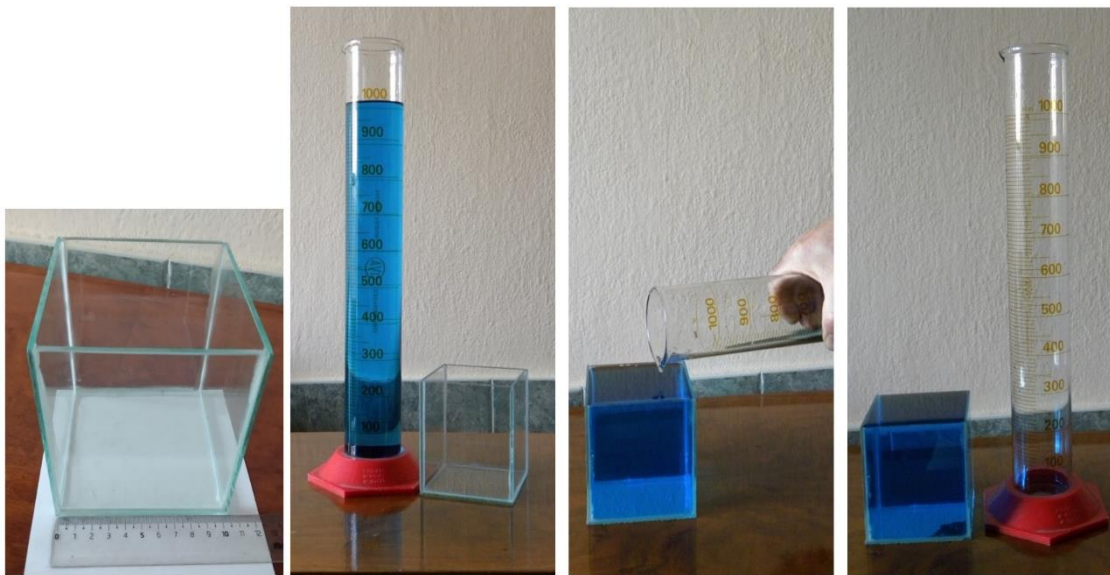
1. Buscar una pecera o cualquier recipiente con forma de paralelepípedo, medir con una regla o cinta métrica su altura ( $h$ ), ancho ( $a$ ) y largo ( $l$ ) internos y expresarlo en decímetros (dm).
2. Calcular el volumen del recipiente,  $V = a \times l \times h$ . Por ejemplo, si las medidas de la pecera son 34,7 cm (3,47 dm) por 17,5 cm (1,75 dm) por 24,7 cm (2,47 dm), entonces  $V = 15,0 \text{ dm}^3$ .

3. Utilizar una probeta (o eventualmente una jarra medidora), para medir los litros de agua necesarios para llenar el recipiente al ras, y comparar el valor obtenido con el volumen geométrico determinado previamente.

Dado que tanto las longitudes como los volúmenes de agua agregados se han medido con instrumentos de precisión limitada, es de esperar que ambos valores numéricos se aproximen razonablemente. En el caso de la pecera, a su volumen geométrico de  $15,0 \text{ dm}^3$ , le corresponde  $15,0 \text{ L}$  de agua.

Comentar el resultado obtenido y sacar conclusiones. ¿Es necesario diferenciar el litro del decímetro cúbico en mediciones de la vida diaria?

En la Figura II.12 se muestra un cubo de vidrio cuyos lados internos miden  $1 \text{ dm}$ , y su volumen, obviamente,  $1 \text{ dm}^3$ , y una probeta de  $1 \text{ L}$  de capacidad. Puede observarse que el volumen de solución coloreada de la probeta,  $1 \text{ L}$ , alcanza para llenar el cubo de  $1 \text{ dm}^3$ . Por supuesto que la misma relación se observaría con cualquier líquido.



**Figura II.12.** Equivalencia aproximada entre  $1 \text{ litro}$  y  $1 \text{ dm}^3$ . El volumen de la probeta,  $1 \text{ litro}$ , cabe en un cubo de  $1 \text{ dm}$  de lado interno. Agua coloreada con colorante azul de cocina.

### III. LA MATERIA EN EL CENTRO DE LA ESCENA

#### III.1. Materia

Las cosas que nos rodean, una puerta, un cepillo, la lluvia, las llamas de un leño ardiendo, el mismo leño y las cenizas, el humo, o incluso el aire, están formados por materia. Otro tanto ocurre con la Luna, las estrellas, los seres vivos.

Los objetos materiales son susceptibles de ser medidos, lo cual es una consecuencia directa de la capacidad de interactuar entre sí. Esta interacción es la que nos permite reconocer la materia a través de nuestros sentidos. La definición de materia basada en la física moderna es un tanto complicada, pero la siguiente, más simple, es también satisfactoria:

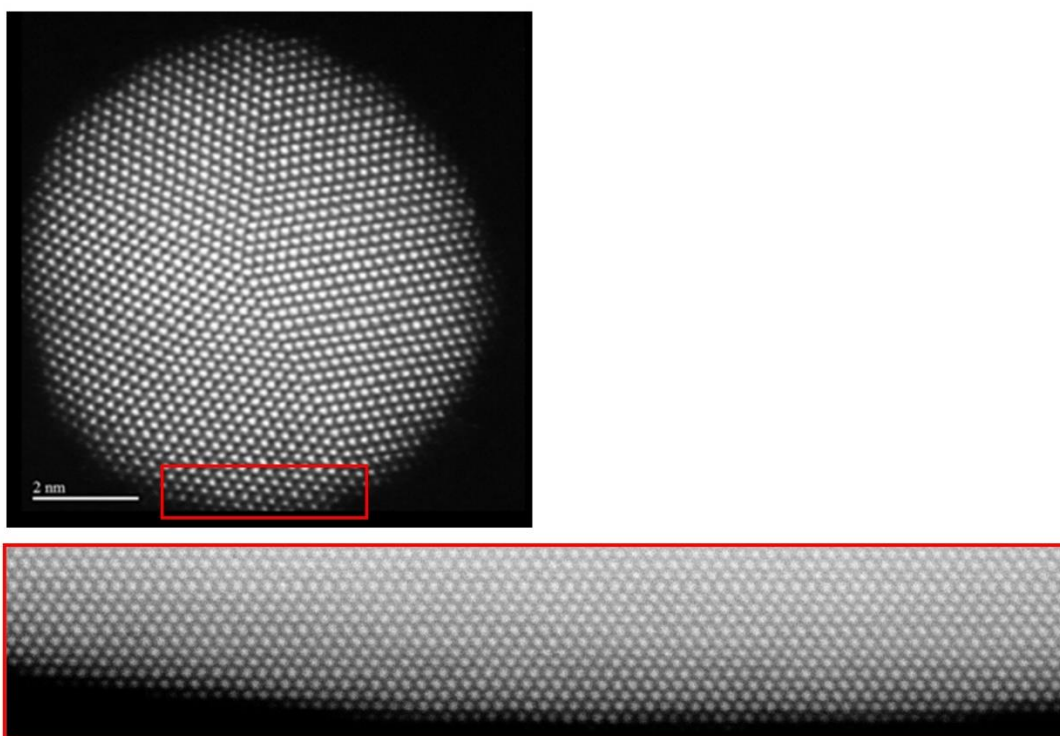
*Materia es toda entidad física que forma parte del universo observable, posee energía asociada, es capaz de interactuar, y tiene una localización en el espacio.*

Las preguntas referidas a la constitución de la materia son muy antiguas, y con el tiempo se han logrado respuestas cada vez más precisas, pero siempre inacabadas. Hoy aceptamos que la materia posee una estructura discontinua de naturaleza corpuscular. Estos corpúsculos son entidades materiales, moléculas o iones, formadas por otras partículas, los átomos. Éstos son prácticamente huecos, y deben su notable estabilidad a las interacciones energéticas de las partículas subatómicas que los forman: protones de carga eléctrica positiva y neutrones sin carga, ubicados en un núcleo pequeño y masivo, y electrones negativos, muy livianos, moviéndose a gran velocidad en la periferia. El modelo atómico-molecular fue aceptado por los químicos y denostado por la mayoría de los físicos termodinámicos, controversia que duró hasta principios del siglo XX. La comunidad científica aceptó la existencia de los átomos definitivamente y de forma unánime a partir de la publicación, en 1913, del libro de Jean B. Perrin “*Les Atomes*” (Los átomos). Esta obra monumental, que incluso en la actualidad se sigue editando, resume los resultados de la determinación experimental de la Constante de Avogadro mediante dieciséis métodos independientes. La constancia de los valores obtenidos sería inexplicable si los átomos no existieran. La



asombrosa determinación de la Constante de Avogadro a partir de la esfera monocristalina de silicio<sup>1</sup>, hubiera sorprendido gratamente a Perrin.

En la actualidad los poderosos instrumentos de observación y análisis, basados en los aspectos más modernos de la mecánica cuántica, nos ofrecen la fantástica posibilidad de visualizar los átomos. No son imágenes desde el punto de vista óptico convencional, sino interpretaciones computacionales de los patrones de variación de la energía de los planos atómicos. En la Figura III.1 se muestra una diminuta partícula de oro y la ampliación de uno de sus bordes, donde pueden observarse los átomos de dicho metal con toda claridad. La imagen fue obtenida en 2013 en el laboratorio de Física y Astronomía de la Universidad de Texas de San Antonio, EE.UU., por el Dr. Marcelo Mariscal, docente del Departamento de Química Teórica y Computacional de la Facultad de Ciencias Químicas de la Universidad Nacional de Córdoba. La técnica empleada, que discutiremos brevemente en el punto III.8.3, es la Microscopia Electrónica de Transmisión de Alta Resolución.



**Figura III.1.** En la imagen de arriba se observa una nanopartícula de oro de aproximadamente 10 nm de diámetro y abajo una ampliación de su borde. Las imágenes de los átomos son claramente visibles. La alta resolución en la superficie de estas imágenes es posible porque el microscopio utilizado (Jeol JEM-ARM 200F) tiene la posibilidad de corregir las aberraciones. Imagen obtenida por Marcelo Mariscal.

---

<sup>1</sup> Desarrollado en el punto II.5.4.

### III.2. Los modelos

Los grandes enigmas de la naturaleza escapan a nuestra capacidad de comprensión. Frente a esta dificultad, avanzamos en el conocimiento mediante modelos, herramientas de pensamiento que, si bien no son representaciones fieles de la realidad, permiten abordarla. Albert Einstein y Leopold Infeld se refieren a los modelos mediante una analogía. En su libro “La Evolución de la Física”<sup>2</sup>, podemos leer:

*“En realidad, todo nuestro sistema de suposiciones ha de ser confirmado, o destruido, en conjunto, por la experiencia. Ninguna de las hipótesis puede aislarse para verificarla separadamente. Se ha encontrado que, en el caso de los planetas, el sistema de la mecánica se cumple espléndidamente. Sin embargo, se puede perfectamente imaginar que otro sistema basado en suposiciones distintas se cumpla igualmente.*

*Los conceptos físicos son creaciones libres del espíritu humano y no están, por más que parezca, únicamente determinados por el mundo exterior. En nuestro empeño de concebir la realidad, nos parecemos a alguien que tratara de descubrir el mecanismo invisible de un reloj, del cual ve el movimiento de las agujas, oye el tic-tac, pero no le es posible abrir la caja que lo contiene. Si se trata de una persona ingeniosa e inteligente, podrá imaginar un mecanismo que sea capaz de producir todos los efectos observados, pero nunca estará segura de si su imagen es la única que los puede explicar. Jamás podrá compararla con el mecanismo real, y no puede concebir, siquiera, el significado de una comparación que le está vedada. Como él, el hombre de ciencia creerá ciertamente que, al aumentar su conocimiento, su imagen de la realidad se hará más simple y explicará mayor número de impresiones sensoriales. Puede creer en la existencia de un límite ideal del saber, al que se aproxima el entendimiento humano, y llamar a este límite la verdad objetiva”.*

Tenemos modelos para el origen del universo, la estructura atómica, las uniones químicas, el ciclo del agua, el efecto invernadero, la evolución de las especies, etc. que no son más que intentos de describir “relojes”. Los resultados son promisorios en la medida en que permitan interpretar, al menos parcialmente, algunos comportamientos de la naturaleza. No debemos perder de vista que los modelos no son representaciones acabadas de los fenómenos naturales sino herramientas para abordarlos. Si el modelo es bueno, permitirá describir aspectos parciales de la realidad,

---

<sup>2</sup> Este libro fue publicado por Editorial Losada en 1939 bajo el título “La Física, aventura del pensamiento”.

pero nunca la realidad misma. Si fuera capaz de hacerlo, no serviría: sería tan complejo como dicha realidad y, por lo tanto, inabordable.

Otra característica fundamental de los modelos es que son transitorios. La historia de la ciencia nos enseña que, por útil que sea un modelo para explicar ciertos fenómenos, aparecerán otros cuya explicación no será posible. Habrá que desarrollar un nuevo modelo que dé cuenta de ellos, con la siguiente condición: deberá reducirse al modelo viejo en los casos donde éste tenga validez.

### III.3. Los átomos

Todos los átomos están formados por los mismos tipos de partículas, y todas las de un mismo tipo son exactamente iguales entre sí. El cambio notorio de las propiedades de los elementos químicos emerge del número de protones en el núcleo, es decir, su número atómico  $Z$ , igual al número de electrones en la zona periférica. El número de neutrones que acompañan a los protones en el núcleo puede cambiar, dando lugar a los diferentes *isótopos* de un mismo elemento. La suma de protones y neutrones recibe el nombre de número de masa,  $A$ .

Tal como se discutió en el capítulo II, la unidad de medida del tiempo se basa en las propiedades del Cesio 133, de  $Z = 55$ , y por lo tanto 78 neutrones en el núcleo. Existen muchos más isótopos del cesio, pero la mayoría son inestables y se descomponen en tiempos que varían desde varios miles de años, como el Cesio 135 y el 137, hasta unas pocas semanas, para los isótopos de mayor número de neutrones.

En la naturaleza el silicio,  $A = 28$ , presenta diferentes isótopos: 92,23 %; corresponde al  $^{28}\text{Si}$ ; el  $^{29}\text{Si}$  da cuenta del 4,67% y el contenido de  $^{30}\text{Si}$  es del 3,1%. Pueden detectarse ocho isótopos más, pero en concentraciones ínfimas. La esfera de Si del proyecto Avogadro fue construida con el isótopo de  $Z = 28$ , en un porcentaje del 99,995%. Por lo que las muestras naturales debieron ser concentradas.

Las partículas constitutivas de los átomos son universales. Esto significa que toda la materia conocida, en la Tierra, en los planetas y en las estrellas cercanas o remotas, está hecha de las mismas partículas subatómicas y de los mismos átomos. Esto lo sabemos en virtud del análisis de las radiaciones que llegan desde el cosmos y que nos permiten registrar los espectros atómicos, como veremos después. Existe en el universo otro tipo de materia, la materia oscura, diferente de la que llamamos normal. Tiene la capacidad de interactuar con los campos gravitatorios, pero no con la radiación electromagnética, por lo que nada podemos saber, de manera directa, sobre

su estructura y composición. Para que se formen estructuras tales como las galaxias<sup>3</sup>, las estrellas o cualquier otro cuerpo, es necesaria la cohesión que generan las interacciones electromagnéticas.

En la corteza terrestre hay átomos de hierro y en la del planeta Marte también, y son idénticos. La atmósfera del Sol, a través de la luz que emite, evidencia poseer numerosos elementos químicos. Lo mismo podríamos decir de cualquier otra estrella de nuestra Galaxia o de cualquier otra, incluso tan lejana que su luz nos llegue desde los lindes del universo conocido. Esto es consecuencia de que todo el universo comparte un origen común, de acuerdo con el modelo de la Gran Explosión o del *Big Bang*, como veremos en el punto III. 9.

#### *Breve reseña de los modelos atómicos*

El desarrollo del concepto actual del átomo es uno de los capítulos más fascinantes de la historia del pensamiento científico, que abarca desde la concepción griega, milenaria y puramente especulativa, hasta la descripción matemática de nuestros días, basada en la mecánica cuántica. La construcción de la idea del átomo y su estructura requirió el trabajo de un sinnúmero de científicos experimentalistas y teóricos, quienes desarrollaron modelos cada vez más adecuados para explicar el comportamiento de la materia y sus transformaciones.

El modelo atómico de Thompson fue propuesto en 1900 por W. Thompson, Lord Kelvin, tres años después del descubrimiento del electrón, pero antes de que se descubrieran el protón y el neutrón. Consideraba al átomo como una masa de carga positiva en la que estaban uniformemente incrustados los electrones, (el modelo del pan con pasas). Es el primer modelo que considera una estructura interna para los átomos. Sirvió para interpretar los experimentos con rayos catódicos, dar cuenta de la electroneutralidad de la materia, y del hecho de que las cargas negativas eran mucho más livianas que la masa del átomo. Este modelo caducó al no poder explicar el comportamiento observado por Rutherford en su famoso experimento de 1918, que describimos a continuación.

Rutherford bombardeó una delgada lámina de oro con núcleos de helio (partículas  $\alpha$ ) de alta energía y observó lo siguiente: la mayoría de las partículas atravesaban la lámina sin desviarse; algunas lo hacían con distintos ángulos y unas pocas rebotaban. La interpretación de los resultados llevó a Rutherford a postular el modelo planetario del átomo, una estructura basada en un centro positivo diminuto y

---

<sup>3</sup> Las galaxias son aglomeraciones de cientos de miles de millones de estrellas. Contienen además nubes de gas y polvo, las nebulosas. Las galaxias tienen formas definidas, espirales, discos, etc. Nuestra galaxia es la Vía Láctea.

masivo, donde se ubicarían los protones, y los electrones girando a su alrededor, tal como los planetas que orbitan el Sol. La existencia de los neutrones fue inferida por Rutherford, pero recién se descubrieron en 1932. La falla principal de este modelo era la imposibilidad de explicar la estabilidad del átomo. Es sabido que las cargas eléctricas en movimiento emiten energía como radiación electromagnética, de modo que, si éstas giraran alrededor de un núcleo positivo, rápidamente perderían energía y se precipitarían sobre él.

Bohr, en un intento de explicar la estabilidad de los átomos, tuvo en cuenta la restricción establecida por Planck y Einstein sobre la discontinuidad de las variaciones de energía: para los fotones había valores permitidos y valores prohibidos, como veremos más adelante. Por extensión, postuló la existencia de órbitas cuyas energías tomaban valores permitidos, es decir, los electrones no podían variar su energía mientras giraran en ellas. Estos niveles de energía permitidos dentro del átomo, definían órbitas estables.

El modelo fue superador con respecto al de Rutherford, pero resultó insostenible a la luz de los nuevos descubrimientos de la mecánica cuántica, los que llevaron al modelo atómico actual, muy satisfactorio, aunque no acabado. Éste será descrito de forma simplificada en el punto III.5. Esta nueva concepción del átomo se basa en las propiedades ondulatorias de la materia, por lo que analizaremos brevemente y en forma cualitativa, algunas de las propiedades de las ondas. El análisis se basa en la física clásica, sin entrar en consideraciones de la mecánica cuántica por razones de simplicidad.

#### **III.4. Una mirada breve sobre las ondas según la física clásica**

Las ondas son la propagación periódica de perturbaciones. Algunas, como las de agua o las del sonido, viajan sólo a través de un medio material. La luz es un caso muy especial, ya que puede propagarse tanto en los medios materiales transparentes (para el caso de la luz visible, agua, vidrio, cristales, etc.), como a través del vacío. De este modo la luz nos llega desde las estrellas, después de haber recorrido enormes distancias en el espacio interestelar prácticamente vacío. Una onda que se desplaza implica transporte de energía.

Las ondas pueden caracterizarse por diferentes parámetros: longitud de onda  $\lambda$ , número de onda  $\nu^*$ , frecuencia  $\nu$ , periodo  $T$ , amplitud  $A$ , y velocidad  $v$ .

La *cresta* y el *valle* de la onda son el punto más alto y el punto más bajo de la perturbación respectivamente, y un *ciclo* es una oscilación completa.

Los nodos son los puntos en que la onda corta a la línea media, entre una cresta y un valle, correspondiente a amplitud cero.

La longitud de onda  $\lambda$  es la distancia que hay entre dos crestas o dos valles contiguos. La longitud de onda representa un ciclo completo del movimiento ondulatorio. Ver Figura III.2.

El número de onda  $\nu^*$  es la recíproca de la longitud de onda, equivalente al número de longitudes de onda que hay en la unidad de longitud,  $\nu^* = 1/\lambda$

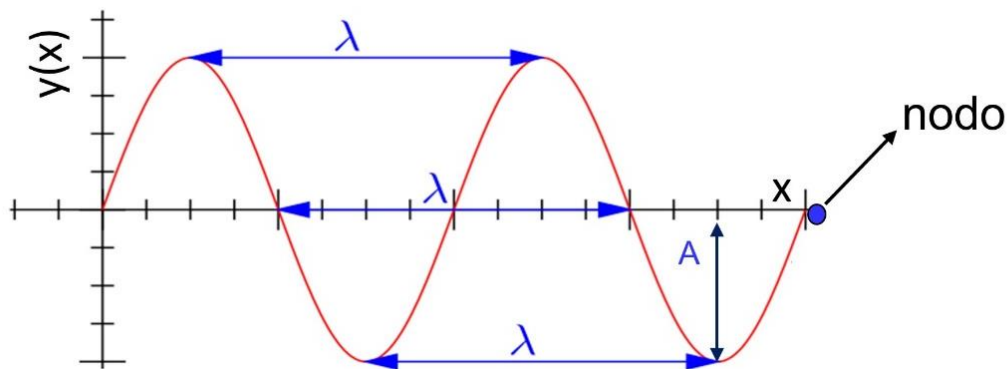
La amplitud  $A$  es la distancia vertical entre una cresta y el punto medio de la onda.

La intensidad  $I$  de la luz es proporcional al cuadrado de la amplitud de la onda.

El periodo  $T$  es el tiempo que tarda la onda en hacer un ciclo completo, o sea el tiempo necesario para ir de un punto de máxima amplitud al siguiente.

La frecuencia  $\nu$  es la cantidad de ciclos u oscilaciones en la unidad de tiempo y es la recíproca del periodo,  $\nu = 1/T = \nu / \lambda$ . Para la luz,  $\nu = c / \lambda$ . La frecuencia y la longitud de onda son inversamente proporcionales.

La velocidad  $v$  o  $c$  (para el caso de la luz en el vacío) es el espacio que avanza la perturbación ondulatoria en la unidad de tiempo, o sea el producto entre la frecuencia y la longitud de onda,  $c = \nu \times \lambda = \nu / \nu^*$ .



**Figura III.2.** Representación de una onda sinusoidal, donde se indican la longitud de onda  $\lambda$  y la amplitud de la onda  $A$ . Los puntos donde la onda corta al eje de las  $x$  son los nodos.

### III.4.1. Interacciones ondulatorias

#### III.4.1.1. Reflexión y refracción

Tanto si necesitan un medio material para transmitirse, como el sonido, o si lo hacen en el vacío, como la luz, las ondas tienen la capacidad de interactuar entre ellas

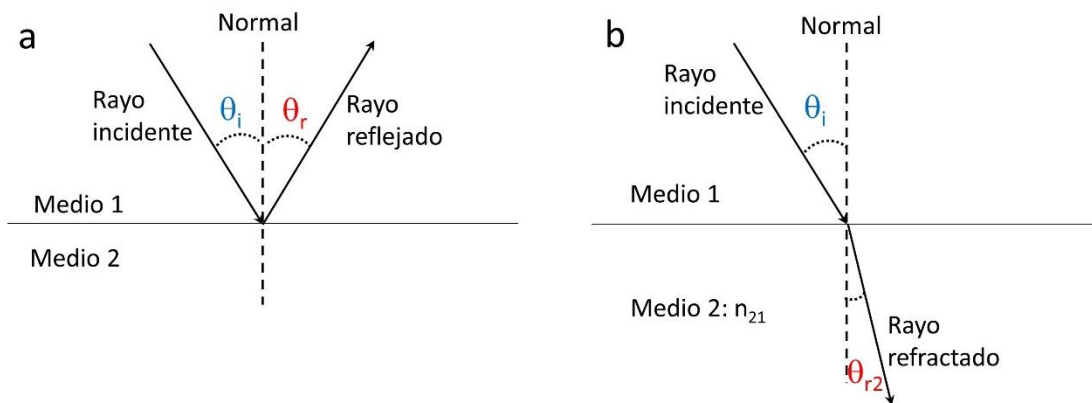
y con los objetos materiales sobre los que inciden. De estas interacciones surgen fenómenos como los de reflexión, refracción, interferencia, difracción, absorción, dispersión y otros, fundamentales a la hora de tratar de comprender, entre otras cosas, cómo se comporta nuestro mundo bajo la luz del sol.

### Reflexión

Ocurre cuando una parte o el total de un haz de luz que se propaga por el medio 1, por ejemplo aire, incide sobre la superficie de otro material, el medio 2, y sin atravesarlo vuelve nuevamente al medio 1. Es lo que ocurre en las superficies metálicas muy pulidas, o en los espejos. Cuando la luz es totalmente reflejada hablamos de reflexión especular, Figura III.3.a. Los ángulos que forman el rayo incidente  $\vartheta_i$  y el reflejado,  $\vartheta_r$  con respecto a la normal a la superficie de separación de ambos medios, son iguales.

### Refracción

Es la desviación en la trayectoria de una onda cuando pasa del medio 1 al medio 2, ambos transparentes. Para un ángulo de incidencia,  $\vartheta_i$ , el ángulo que forma el rayo refractado con respecto a la normal,  $\vartheta_{r2}$ , depende del material del medio y de la longitud de onda de la radiación incidente, tal como se muestra en la Figura III.3.b.



**Figura III. 3.** Esquemas. **a.** De un rayo de luz incidente y su reflexión en una superficie espejada, cuyos ángulos son  $\theta_i$  y  $\theta_r$  respectivamente. **b.** De un rayo de luz incidente y su refracción en un medio 2 transparente de índice de refracción mayor que el correspondiente al medio 1,  $n_{21}$ .  $\theta_{r2}$  es el ángulo de la luz refractada.

La ley de Fresnell indica que, para una dada longitud de onda, los cocientes entre los senos trigonométricos de  $\vartheta_i$  y de  $\vartheta_{r2}$  determinan el índice de refracción del medio 2 con respecto al medio 1,  $n_{21}$ .

$$\text{sen } \vartheta_i / \text{sen } \vartheta_{r2} = n_{21}.$$

El valor numérico de  $n_{21}$  depende de la frecuencia de la onda y de las propiedades de los medios 1 y 2. Si la onda se desplaza con una velocidad  $v_1$  en el medio 1 y  $v_2$  en el medio 2, se demuestra que

$$n_{21} = v_1 / v_2 \quad \text{y, por lo tanto,}$$

$$\text{sen } \vartheta_i / \text{sen } \vartheta_{r2} = v_1 / v_2$$

Para la radiación electromagnética,  $v_1$  y  $v_2$  son las velocidades de la luz en el medio 1 y en el medio 2, respectivamente. La velocidad de la luz en el aire y en el vacío pueden considerarse prácticamente iguales, de modo que, si el medio 1 es aire, el índice de refracción es

$$n_{21} = c / v$$

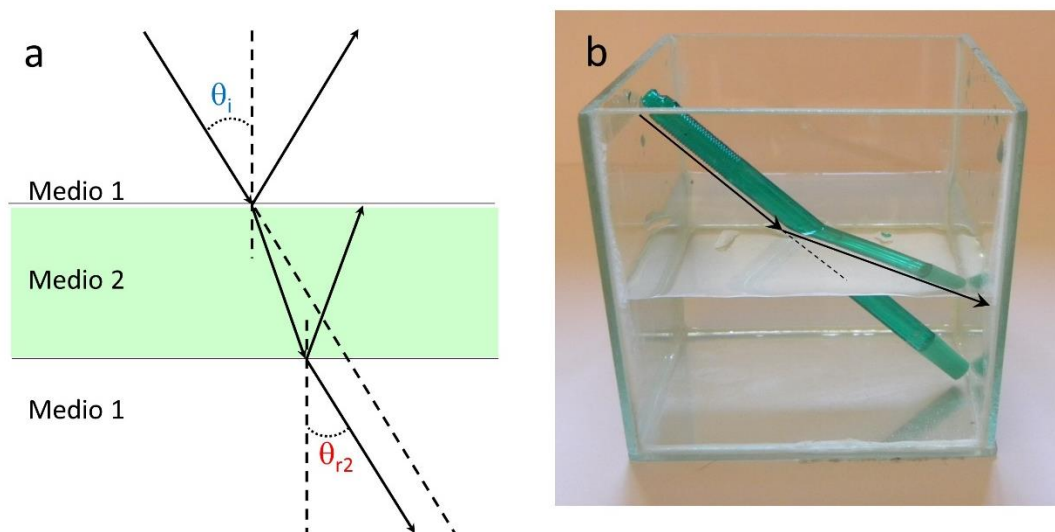
donde  $c$  es la velocidad de la luz en el vacío, considerada como igual a la del aire, y  $v$  es la velocidad de la luz en el medio 2.

La reflexión y la refracción ocurren simultáneamente cuando la onda se propaga a través de los medios 1 y 2, separados por una superficie. Puede observarse que cuando una onda *incidente* llega a la superficie de separación, se divide en dos, una parte que vuelve al medio 1, la *onda reflejada*, y otra que se transmite al medio 2, la *onda refractada*. En la Figura III.4.a se muestra un esquema de un haz de luz reflejado y refractado en un medio transparente. Como el índice de refracción del medio 2 es mayor que el del medio 1, la onda refractada se acerca a la normal.

$$n_{21} = c / v > n_{12} \quad \vartheta_i > \vartheta_{r2}$$

Particularmente interesante es el caso donde el medio 2 está confinado entre dos superficies. La luz que viaja por el medio 1 incide sobre la superficie exterior que separa el medio 1 del medio 2, parte se refleja y vuelve al medio 1, y el resto se refracta y atraviesa el medio 2, hasta alcanzar la superficie interior, donde el haz de luz se refleja y se refracta por segunda vez. Ahora el rayo que emerge del material 2 pasa de un índice de refracción mayor  $n_{21}$ , a otro menor,  $n_{12}$ , *por lo tanto*,  $\vartheta_i < \vartheta_{r2}$  y el haz se aleja de la normal, tal como se indica en la Figura III.4.a. En la Figura III.4.b. se muestra una fotografía donde puede verificarse la desviación de la luz por refracción al pasar del aire al agua.





**Figura III. 4. a.** Esquema de la luz reflejada y refractada cuando el medio 2 está confinado entre dos superficies. **b.** Fotografía de un cubo de vidrio con agua en la que se sumerge una varilla plástica. Se observa claramente la desviación de la luz por refracción; las flechas indican la trayectoria de la luz.

### Prismas

Una aplicación de los fenómenos de reflexión y refracción son los prismas, dispositivos sumamente útiles en la fabricación de instrumentos de espectroscopia, fundamentales para el estudio de la materia y sus interacciones con la radiación electromagnética.

*“En el año 1666 (en el cual me dediqué al pulimento de lentes no esféricas) conseguí hacer un prisma triangular de vidrio con el fin de emplearlo en el estudio del notable fenómeno de los colores. Con dicho objeto, habiendo oscurecido mi pieza y hecho un pequeño orificio en las persianas de la ventana para dejar entrar una cantidad conveniente de luz solar, coloqué mi prisma en la proximidad de la abertura, de modo tal que la luz se refractara en el prisma, hacia la pared opuesta. Resultó desde el principio un entretenimiento muy agradable al ver así producido un haz de luz de vívidos e intensos colores.”*

Isaac Newton<sup>4</sup>

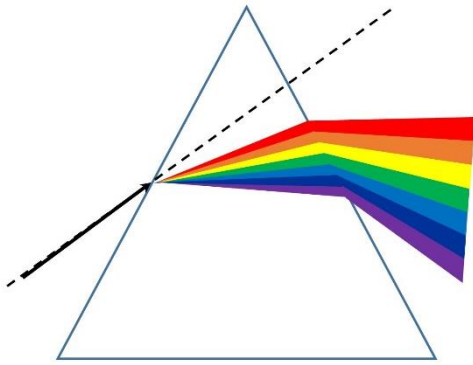
Un prisma es un medio transparente limitado por dos superficies planas que forman entre sí un ángulo determinado. Cuando un haz de luz que se propaga por el medio 1, generalmente aire, incide sobre una de las superficies del prisma, medio 2,

---

<sup>4</sup> Citado en “La física aventura del pensamiento”, A. Einstein y L. Infeld (1933), Losada 1977.

una parte de la luz se refleja y el resto atraviesa el prisma, donde sufre dos refracciones sucesivas, para volver nuevamente al aire, tal como se muestra en la Figura III.5. El ángulo con que emerge la luz a través de la segunda cara es dependiente del índice de refracción del medio 2, y como ya comentamos, dicho índice varía con la frecuencia o longitud de onda de la luz incidente. Si la luz está compuesta por varias ondas, cada una se desviará con un ángulo que le es propio, fenómeno que se denomina dispersión. Si las frecuencias o longitudes de onda que componen la luz incidente pertenecen a la región visible del espectro, se observará la separación de la luz en sus diferentes colores. La desviación de las ondas es mayor cuanto más alta es la frecuencia de la onda, por lo que la luz roja es la que menos se desvía y la violeta es la que más lo hace.

Un prisma sirve para separar los componentes de la luz policromática, por lo que funciona como un selector de frecuencias.



**Figura III.5.** Esquema de la dispersión de la luz blanca en sus diferentes colores al atravesar un prisma.

#### III.4.1.2. Interferencia

La *interferencia* es una propiedad sumamente interesante de las ondas. Se observa cuando dos o más de ellas que se propagan en el mismo medio, y coinciden en el espacio después de haber realizado diferentes recorridos. Según sea la diferencia de recorridos, las ondas presentarán diferentes desfases. A causa de estos desfases, en los puntos de encuentro habrá zonas con una amplitud mayor y zonas con una amplitud menor que la de las ondas originales.

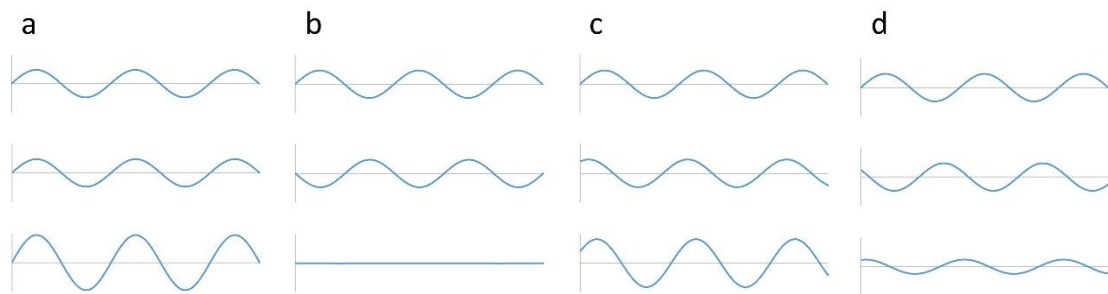
En cada punto de interferencia se cumple el denominado *Principio de Superposición*: las amplitudes de las ondas son algebraicamente aditivas, asignando el valor positivo a los valores por encima de la línea de propagación y el valor negativo a los que están por debajo. Si ambas ondas están en fase, sus máximos coinciden, otro tanto pasa con los mínimos y sus amplitudes se suman. Se dice entonces que la interferencia es *perfectamente constructiva*. Ocurrirá lo mismo si las ondas están desfasadas por una

distancia equivalente a la longitud de onda,  $\lambda$ , y para múltiplos enteros de  $\lambda$ , es decir,  $m \lambda$ .

Por el contrario, si las ondas están desfasadas media longitud de onda, de modo que los máximos de una coincidan con los mínimos de la otra, ambas ondas se cancelan, y la interferencia es *perfectamente destructiva*, lo que da lugar a un *nodo*. Este efecto se producirá también si las ondas están desfasadas un múltiplo entero de  $\lambda/2$ . Si  $x_m$  es la posición de cada nodo, se cumple que

$$X_m = \frac{1}{2} m \lambda$$

Cuando el desfase alcanza valores comprendidos entre  $m\lambda$  (interferencia totalmente constructiva) y  $\frac{1}{2} m\lambda$ , (interferencia totalmente destructiva) se produce una interferencia parcialmente destructiva. La amplitud de la onda resultante disminuye con respecto a las originales y los máximos de la onda resultante no coinciden con los de ninguna de las ondas originales. Si el desfase se aproxima a  $\frac{1}{2} m\lambda$ , entonces la interferencia es parcialmente constructiva. Ver Figura III.6.

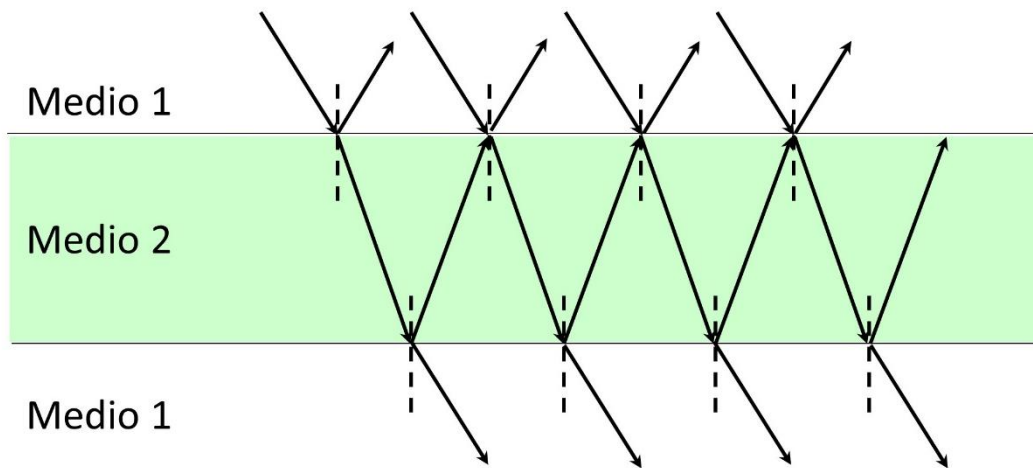


**Figura III.6.** Esquemas de interferencia por superposición de ondas. **a.** En fase, interferencia constructiva. **b.** Desfasada en  $\lambda/2$ , interferencia destructiva. **c.** Desfasada en  $\lambda/6$ , interferencia parcialmente constructiva. **d.** Desfasada en  $5\lambda/12$ , interferencia parcialmente destructiva.

La interferencia puede visualizarse fácilmente si se arrojan simultáneamente dos piedras a un lago de aguas quietas. Cada piedra genera un frente de ondas circular, que avanza hasta cruzarse con el frente de la otra piedra, y proseguir su camino. En los puntos de encuentro habrá zonas donde las amplitudes de las ondas se refuerzan y otras donde se anulan, lo que dará lugar a los nodos.

La luz del sol está formada por un conjunto de ondas de diferentes frecuencias (colores) que viajan a la misma velocidad en el vacío, pero a velocidades diferentes en los medios materiales. Esto permite explicar la aparición de colores de las películas delgadas, como las manchas de combustible en el asfalto, o en las pompas de jabón,

cuando son iluminadas por la luz del solar. Las pompas consisten en una película esférica con una cara externa y otra interna. Una parte de la luz se refleja por la superficie exterior, y es la causa del brillo. El resto se difracta en el interior de la película, alcanza la superficie interior, y es reflejada nuevamente, hasta alcanzar la superficie superior, en el límite con el aire, donde tendrá lugar una segunda difracción, tal como se muestra en la Figura III.7. Las ondas reflejadas desde ambas superficies y las de la luz incidente se encuentran y dan lugar a múltiples interferencias, negativas y positivas según las respectivas longitudes de onda y el grado de desfase. Las interferencias negativas eliminan algunas frecuencias; las positivas determinan los colores observados en la película, debidos a las ondas de mayor amplitud. Este tema será retomado en el Capítulo IX, dedicado a los colores.



**Figura III. 7.** Esquema de interferencia por reflexión y refracción en películas delgadas. Las flechas indican la trayectoria de la luz, las líneas de punto marcan la normal a la superficie donde se produce la difracción.

El fenómeno de interferencia es fuertemente dependiente de las frecuencias de las ondas y del espesor de la película, que deberá ser del orden de la longitud de onda de la luz, o un poco mayor o menor. Si las películas son demasiado gruesas o muy delgadas, el fenómeno deja de ser visible. Si el espesor de la película no es uniforme, podrán observarse variaciones espaciales del patrón de interferencia, y si el espesor cambia con el tiempo, tal como ocurre en las pompas de jabón, los colores también cambiarán con el tiempo.

Un caso particular de interferencia es el de las ondas estacionarias, que tendremos en cuenta en la descripción del modelo atómico actual. Contrariamente a las ondas que viajan, las ondas estacionarias están confinadas en una región del espacio, por

lo que su velocidad de propagación es nula. Se originan por la interferencia de dos ondas en fase, de la misma amplitud, que avanzan en direcciones opuestas.

### *III.4.1.3. Difracción*

Es un hecho conocido que los objetos que se interponen en un haz de luz producen sombras de bordes nítidos, tal como ocurre en un teatro de sombras. Sin embargo, si se interponen en el paso de la luz objetos de dimensiones muy pequeñas — alambres o rendijas estrechas o pequeños orificios en una superficie —, las imágenes proyectadas adquieren bordes difusos y hasta aparecen patrones de luz y de sombra de características inesperadas: la luz que atraviesa un agujero puntiforme genera una serie de anillos concéntricos luminosos separados por zonas oscuras; cuando lo hace a través de una rendija, aparecen líneas alternadas. Podrán observarse una gran variedad de extrañas figuras, según sea la forma del objeto pequeño interpuesto en el haz de luz, o si se trata de un objeto aislado o de la conjunción de varios.

¿Por qué en unos casos aparecen sombras nítidas y en otros, patrones de luz y de sombra? La clave está en las dimensiones del objeto interpuesto en relación con la longitud de onda de la luz. En el caso de las sombras nítidas, la longitud de la onda es muchísimo menor que el tamaño del objeto, mientras que, para observar los patrones de luz y de sombra, las dimensiones de dichos objetos y los valores de  $\lambda$  deben ser de órdenes de magnitud comparables. Las ondas que inciden en los bordes de orificios o rendijas, por ejemplo, rodean el objeto y siguen su trayectoria.

*La difracción es la desviación de la propagación rectilínea que hace la onda cuando encuentra en su camino orificios u obstáculos cuyas dimensiones se aproximan a su longitud de onda.*

Este comportamiento es propio de cualquier onda: un barco en el mar no detiene el paso de las olas, que lo rodean y siguen su camino. En este caso la distancia entre dos crestas sucesivas es del mismo orden de magnitud del tamaño del barco. Por la misma razón es posible escuchar el ruido de un automóvil a la vuelta de la esquina.

#### *Difracción por una rendija*

Si se hace incidir un haz de luz (frente de ondas) perpendicular a la superficie de una rendija muy estrecha, de ancho comparable con  $\lambda$ , las ondas que se filtren a través de ella podrán registrarse sobre una pantalla. Debido a las dimensiones de la rendija, en vez de aparecer una línea luminosa rodeada de oscuridad, surge un patrón

característico de barras, una central de mayor intensidad, y otras menores equidistantes a ambos lados, el llamado *patrón de difracción*, Figura III.8. Las ondas que atraviesan la rendija se transforman en fuentes secundarias, que emiten ondas circulares, las *ondas difractadas*. Éstas podrán recorrer distancias iguales o distintas según sea el ángulo  $\theta$  que formen los haces con respecto a la dirección de incidencia. Ésta se representa por una línea perpendicular a la pantalla, que parte desde el punto medio de la rendija. Si las ondas recorren espacios diferentes para alcanzar la pantalla, dejarán de estar en fase y se producirán fenómenos de interferencia. Como discutimos anteriormente, si el desfase es  $\lambda$ , o  $m\lambda$ , la interferencia será totalmente constructiva, mientras que para  $m\lambda/2$ , será totalmente destructiva.

*Las ondas difractadas a diferentes ángulos  $\vartheta$  respecto a la dirección de incidencia determinan la distribución de intensidad en el diagrama de difracción de la rendija observado en la pantalla.*

Según consideraciones trigonométricas, se demuestra que, en el patrón de difracción, la intensidad es nula (nodo) para los valores de  $\theta$  que cumplan con la siguiente condición:

$$b \sin \theta = n \lambda \quad n \neq 0$$

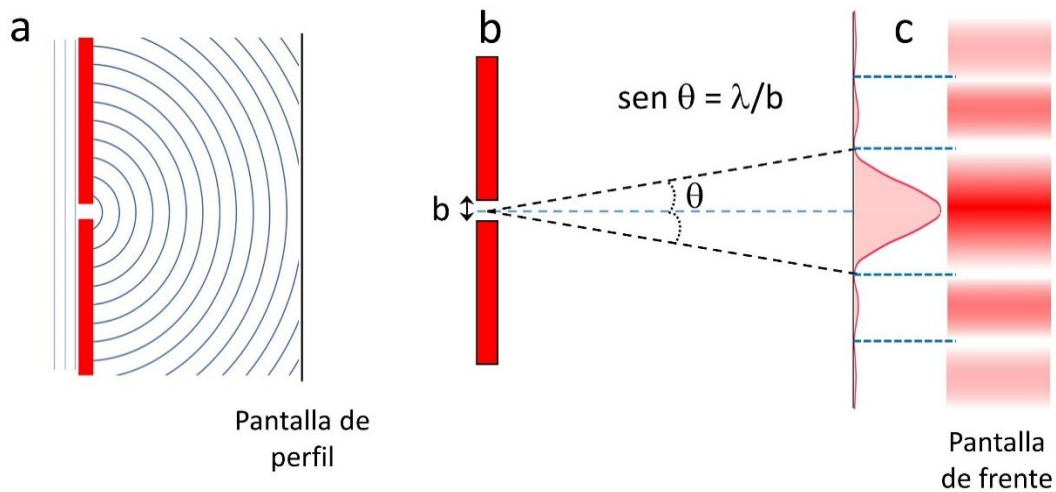
donde  $b$  es el ancho de la rendija,  $\lambda$  es la longitud de onda de la luz incidente y  $n$  es un número entero positivo o negativo, distinto de cero, que indica el orden de los nodos. De acuerdo con esta expresión, las bandas oscuras sobre la pantalla ocurrirán cuando  $\sin \theta$  valga  $\pm \lambda/b$ ;  $\pm 2\lambda/b$ ;  $\pm 3\lambda/b$ ... tal como se muestra en la Figura III.8.b, la ecuación que vincula los máximos con  $\lambda$  y  $b$  no es simple, por lo que usualmente no se la considera en el análisis del patrón de difracción para una rendija.

Los patrones de difracción brindan información relevante sobre aspectos geométricos del experimento: el grosor del obstáculo generador de la difracción, tales como el diámetro de un alambre delgado o el ancho de una rendija,  $b$ , y la longitud de onda de la luz incidente,  $\lambda$ .

Se demuestra que el ancho de la imagen central en el patrón de interferencia ( $h$ ), equivalente a la distancia entre los nodos  $n = 1$  y  $n = -1$ , está dado por

$$h \approx 2 \lambda D / a$$

donde  $D$  es la distancia de la ranura a la pantalla y  $a$  corresponde a la distancia entre ranuras.



**Figura III.8.** Esquema de la difracción de luz monocromática de longitud de onda  $\lambda$  a través de una única rendija de ancho  $b$ . **a.** Frente de ondas paralelas que se refractan al atravesar la rendija. Las ondas esféricas resultantes inciden sobre la pantalla, vista de perfil. **b.** Representación matemática de la intensidad luminosa para los diferentes valores de  $\theta$ . Las líneas de puntos indican el ángulo  $\theta$  formado por la dirección de propagación y el primer nodo del diagrama de difracción de la rendija. **c.** Patrón de difracción observado sobre la pantalla vista de frente. Las regiones de color intenso indican las zonas de máxima iluminación en tanto las regiones no coloreadas marcan la ausencia de luz.

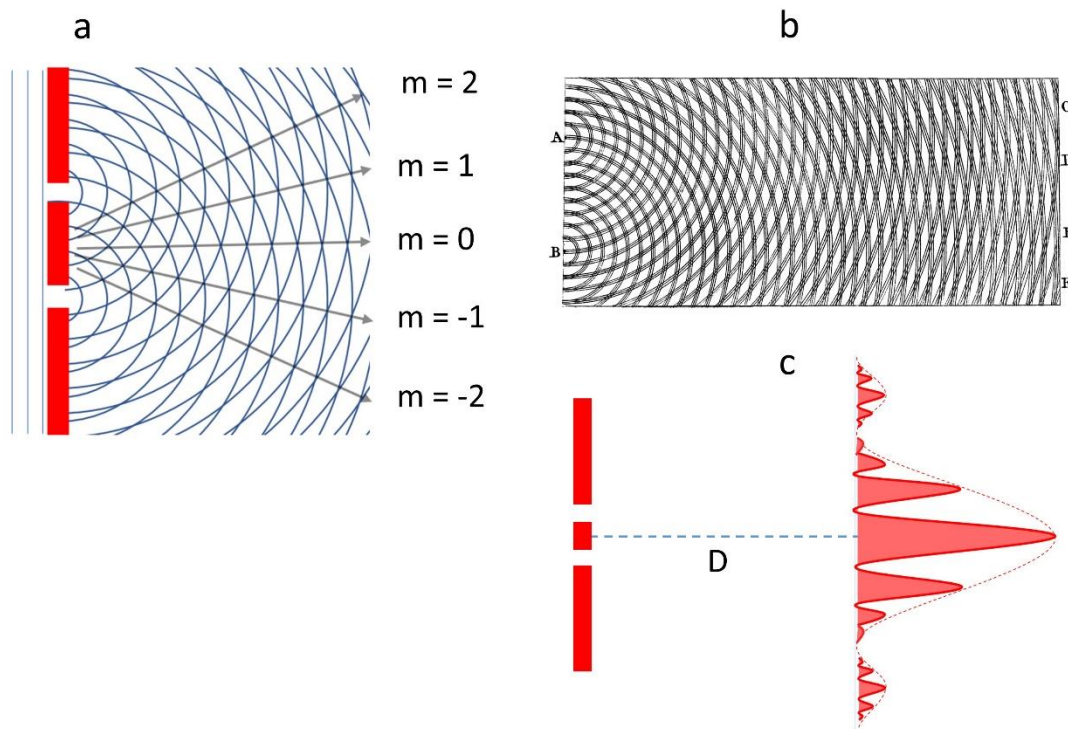
### *Difracción por dos rendijas*

Un fenómeno de difracción muy interesante se observa cuando un frente de ondas atraviesa dos rendijas estrechas próximas entre sí, o cuando se encuentra con dos varillas de similares características. De la observación del comportamiento de ondas de agua en una cubeta al difractarse por la presencia de dos rendijas delgadas y próximas, Thomas Young (1773 - 1829) pudo establecer un aspecto fundamental de la difracción por dos ranuras: cada una determina una fuente secundaria de ondas circulares, que interfieren entre sí. El patrón resultante da cuenta de las interferencias, constructivas y destructivas de dichas ondas.

En este caso, lo que importa es que la distancia entre las ranuras,  $a$ , sea comparable con la longitud de la onda  $\lambda$ . El valor de ancho de las rendijas,  $b$ , no importa en este caso, siempre que se cumpla que  $a > b$ .

En el esquema de la Figura III.9.a, los máximos de las ondas que se propagan e interfieren a partir de cada rendija se indican por la sucesión de círculos concéntricos, donde cada arco representa el máximo de la onda, "visto desde arriba". En los puntos

de superposición de los arcos se producen interferencias constructivas mientras que en los puntos intermedios las ondas presentan nodos, consecuencia de la interferencia destructiva. Esto se visualiza con claridad cuando se trabaja con ondas de agua, tal como se observa en el famoso experimento de Young, Figura III.9.b



**Figura III.9. a.** Esquema del fenómeno de difracción por dos rendijas delgadas muy próximas entre sí. Las flechas conectan los puntos de interferencia constructiva de las ondas e indican la ubicación de los máximos de intensidad en el patrón de difracción  $m = 0$ ,  $m = 1$ ,  $m = 2$ . **b.** Boceto de Thomas Young de difracción de dos rendijas para ondas de agua, que presentó a la *Royal Society*, Inglaterra, en 1803. A y B indican la ubicación de las ranuras; C, D, E y F corresponden a los máximos del patrón de difracción. **c.** Patrón de difracción correspondiente.

En la Figura III.9.c. se muestra el esquema de la difracción por dos ranuras y los diferentes parámetros involucrados. El ángulo  $\theta$  queda definido por la distancia  $D$  que se indica mediante una perpendicular a la pantalla desde el punto medio entre las dos rendijas y la línea trazada desde el mismo punto medio hasta el primer máximo, correspondiente a  $m = 1$  en el diagrama de difracción. Recalcamos que, contrariamente a lo que ocurre para una rendija simple, en el caso de la doble rendija se consideran los máximos ( $m$ ) y no los nodos, ( $n$ ).

Cuando se trata de ondas lumínicas,  $a$  debe ser del orden de los micrómetros o aún menor; es un valor tan pequeño que no se puede medir directamente, y se determina a partir de relaciones trigonométricas.



Contrariamente a lo observado para el patrón de difracción de una rendija, son los puntos de intensidad máxima en la pantalla los que cumplen la condición

$$a \sin \theta = m \lambda$$

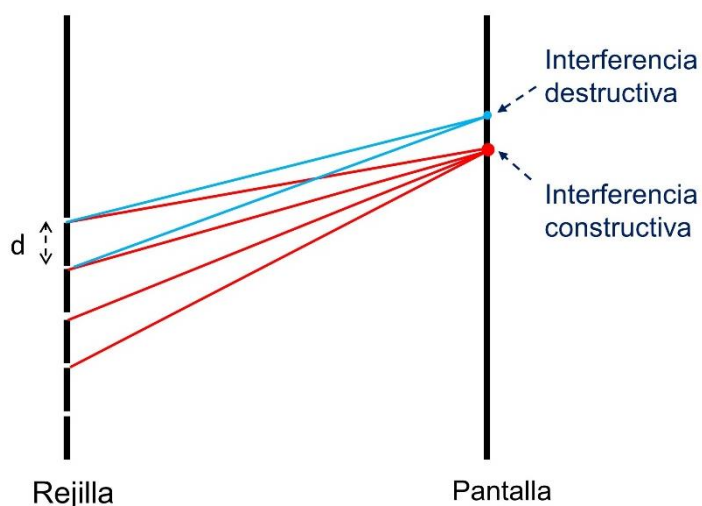
Un dispositivo de doble rendija permite el cálculo de cualquiera de los parámetros  $a$ ,  $\theta$ , o  $\lambda$ , siempre que se conozcan los otros dos. Sin embargo, dado que en el patrón de difracción aparecen bandas difuminadas, no es fácil la ubicación del punto medio de intensidad máxima para determinar la distancia entre  $m = 1$  y  $m = 2$ . A esta dificultad se suma que la intensidad de los máximos cae rápidamente para los máximos cada vez más alejados del centro.

### *Difracción por múltiples rendijas*

Un dispositivo de ranuras múltiples equivale a repetir los pares de rendijas un gran número de veces, cientos o miles. Cada par de rendijas debe cumplir con las mismas condiciones que en el caso anterior, es decir, que la distancia entre ellas,  $a$ , sea comparable con la longitud de la onda  $\lambda$ , y que el ancho de las rendijas,  $b$ , sea menor que  $a$ . A esto debe sumarse otra condición, muy importante: las rendijas deben ser perfectamente equidistantes, es decir, que  $a$  se mantenga constante en toda la grilla.

Las ventajas de este dispositivo con respecto al de un único par de rendijas son muy notorias: en vez de una franja de luz difuminada, aparece un punto luminoso perfectamente definido, más brillante, y separado del siguiente por oscuridad.

Si se analiza el primer par de ranuras, repetirán sobre la pantalla el mismo esquema que describimos para el dispositivo de dos ranuras. Pero al mismo punto llegarán también las ondas provenientes del par formado por la segunda y la tercera ranura, que se sumarán constructivamente al primer punto, y así sucesivamente con todas las demás rendijas. Del mismo modo que se refuerzan las interferencias constructivas para cada valor de  $m$ , también se refuerzan las interferencias destructivas, lo que resulta en una clara determinación de zonas oscuridad, que delimitan nítidamente los puntos luminosos. Ver la Figura III.10.



**Figura III.10.** Esquema del fenómeno de difracción por múltiples rendijas. Las líneas rosas y celestes conectan la apertura de la rendija con el punto de interferencia constructiva y destructiva, respectivamente.

Por trigonometría se demuestra que también en este caso se cumple la ecuación

$$a \operatorname{sen} \theta = m \lambda$$

Estos dispositivos son muy útiles para la determinación de longitudes de onda, o las distancias entre las ranuras de la grilla.

### *Redes de difracción*

El mismo principio de la difracción por múltiples ranuras se aplica en de las redes de difracción, dispositivos sumamente útiles para los instrumentos de espectroscopia, fundamentales en el estudio de las interacciones de la materia con la radiación electromagnética, como discutiremos en el punto III.7.1.

Una red de difracción es un dispositivo compuesto por una placa sobre cuya superficie se han grabado una gran cantidad de finas ranuras paralelas muy próximas entre sí. La luz incidente sobre la red se difracta en cada línea, constituyéndose en fuentes secundarias de radiación, de un modo similar al descrito para la difracción por ranuras múltiples. Los máximos de intensidad observados en el patrón responden a la ecuación de la red:

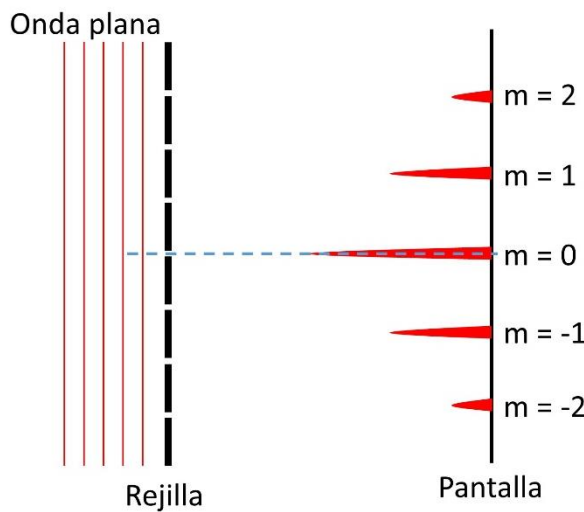
$$a (\operatorname{sen} \vartheta_m + \operatorname{sen} \vartheta_i) = m \lambda$$

donde  $\vartheta_m$  es el ángulo de la luz difractada que corresponde a los máximos de intensidad,  $\vartheta_i$  es el ángulo de incidencia de la luz sobre la superficie de la red,  $a$  es la separación de las líneas y  $m$ , como en los casos anteriores, indica el orden de las zonas iluminadas en el patrón de difracción. En la Figura III.11 se muestra el patrón obtenido con una red de difracción hipotética.

Si la luz incide perpendicularmente sobre la placa,  $\text{sen } \vartheta_i = 0$  y se cumple la misma ecuación para las ranuras múltiples:

$$a \text{ sen } \theta = m \lambda$$

Si la luz es policromática, los valores de  $\vartheta$  dependerán de cada valor de  $\lambda$ , tal como lo predice la ecuación de la red, y el resultado será la separación de las diferentes frecuencias, es decir colores, de un modo mucho más eficiente que en el caso de un prisma. Las redes de difracción son utilizadas en instrumentos de espectroscopia con mejores resultados que los prismas.



**Figura III.11.** Esquema del patrón obtenido con una red de difracción. Sobre la pantalla se muestran las intensidades relativas de los puntos luminosos.

### III.5. El modelo atómico actual

El aspecto clave que subyace en la descripción mecánico-cuántica del átomo es que los electrones, además de sus atributos como partículas, se comportan también como ondas (dualidad onda-partícula), y por lo tanto pueden describirse, al igual que la radiación electromagnética o el sonido, con una ecuación de ondas. En 1928, el físico austriaco Edwin Schrödinger (1887-1961) demostró que los electrones en los átomos pueden representarse como ondas estacionarias tridimensionales mediante la ecuación

que, actualmente, lleva su nombre. Como discutimos en el punto III.4.1, las ondas estacionarias permanecen confinadas en un espacio, como en las cuerdas de un instrumento cuando vibran o en las sogas que usan los niños para saltar.

La ecuación de Schrödinger incluye la masa del electrón; la constante de Planck, la energía potencial —que a su vez contiene términos de atracción y de repulsión coulombica entre las cargas eléctricas según sus signos—, la energía total del sistema y una función de las variables espaciales  $x$ ,  $y$ ,  $z$ , indicada con la letra griega Psi ( $\psi$ ). Esta función, que no es otra cosa que la solución de la ecuación de Schrödinger, corresponde a la amplitud de la onda estacionaria, la que depende de la distancia al núcleo, es decir, de su energía.

El cuadrado de la función  $\psi$ , ( $\psi^2$ ), está relacionado con la probabilidad de encontrar un electrón en cualquier posición definida por las coordenadas  $x$ ,  $y$ ,  $z$ . Hablamos de ubicaciones probables por cuanto no es posible establecer simultáneamente la ubicación y la energía de los electrones, tal como establece el *Principio de Incertidumbre* de Heisenberg. Werner Kart Heisenberg (1901-1976) hizo aportes valiosísimos al desarrollo de la mecánica cuántica. Su famoso principio afirma lo siguiente:

*Es imposible medir simultáneamente de forma precisa la posición y el momento lineal de una partícula.*

El momento lineal es el producto de la masa de la partícula por su velocidad. Como la energía del electrón en el átomo queda perfectamente determinada, su ubicación sólo puede expresarse en términos de probabilidades. Este hecho hace que el concepto de órbita sea inviable, y deba ser sustituido por el de *orbital*.

*Los orbitales son descripciones matemáticas en cuanto al tamaño y forma de regiones espaciales donde es más probable encontrar un electrón dentro del átomo.*

Se llama radio de Bohr al radio correspondiente a la órbita del nivel más bajo de energía. Como ya comentamos, el modelo atómico de Bohr, antecesor del modelo atómico actual, postula que los electrones giran en órbitas definidas alrededor del núcleo, y no en orbitales.

Las soluciones de la ecuación de Schrödinger para el átomo de hidrógeno corresponden a las expresiones matemáticas de  $\psi$ . Existe, en principio, un número infinito de tales soluciones, con un determinado valor de energía para cada una. Estas

energías sólo pueden tomar ciertos valores discretos permitidos, los cuantos, por lo que se dice que la energía está cuantizada, como veremos en el punto III.7. Cada valor permitido determina un nivel o subnivel de energía dentro del átomo.

La solución de la ecuación de Schrödinger para el nivel energético más bajo del átomo de hidrógeno ( $n = 1$ ) permite estimar los valores del radio de Bohr y de la energía asociados a ese nivel, 0,529 nm y -13,60 eV (electrón voltio) respectivamente. 1 eV equivale a  $1,602\ 176\ 34 \times 10^{-19}$  J.

### III.5.1. Los cuatro números cuánticos

De las soluciones de las ecuaciones de onda resultan cuatro números cuánticos,  $n$ ,  $l$ ,  $m$  y  $s$  asignados al electrón en los diferentes niveles energéticos posibles dentro del átomo.

#### Número cuántico principal, $n$

Determina la energía y la distancia promedio al núcleo. Los valores de  $n$  son el conjunto de los números naturales, desde 1 hasta infinito. Cuando se aplica a átomos multielectrónicos, todos los electrones que comparten el mismo valor de  $n$  pertenecen a una misma capa electrónica dentro del átomo. Los átomos cuyos electrones más externos comparten el mismo valor de  $n$  pertenecen a un mismo periodo de la Tabla Periódica.

#### Número cuántico azimutal, $l$

También incide en la energía del electrón, junto con  $n$ , si los átomos son multielectrónicos. Sus valores varían entre 0 y  $n - 1$ . Así, si  $n = 1$ ,  $l = n - 1 = 0$ . Si  $n = 2$ , los valores de  $l$  pueden ser 0 y 1. Cada valor del número cuántico  $l$  es designado con una letra, s, p, d, y f, correspondientes a los valores 0, 1, 2 y 3 respectivamente.

Los electrones que comparten los mismos valores de  $n$  y de  $l$  participan de la misma subcapa electrónica dentro del átomo.

#### Número cuántico magnético, $m$

No se relaciona con la energía del electrón, sino que define, junto con  $l$ , la forma espacial de los orbitales atómicos. Sus valores pueden variar entre  $-l$  y  $+l$  pasando por cero. Si  $l = 1$ ,  $m$  tiene tres valores posibles:  $-1$ , 0 y  $+1$ , lo que da lugar a los tres orbitales p, designados como  $p_x$ ,  $p_y$ ,  $p_z$ . Para cada valor de  $l$  existen  $2l + 1$  valores de  $m$ , es decir  $2l + 1$  orientaciones posibles.

### Número cuántico de espín, *s*

Tampoco incide en la energía del electrón, y posee dos únicos valores:  $+\frac{1}{2}$  y  $-\frac{1}{2}$ .

El significado físico de estos números no es de fácil interpretación ya que se basa en las propiedades cuánticas de la materia, que no son obvias ni intuitivas.

Veamos cómo los cuatro números cuánticos determinan las configuraciones electrónicas y por lo tanto la ubicación de cada elemento en la Tabla Periódica.

Para cualquier átomo, el *estado fundamental* corresponde al nivel de mínima energía. En el caso del hidrógeno, su único electrón posee los siguientes números cuánticos:

$$\begin{aligned} \text{H: } \quad n &= 1; \\ l &= n - 1 = 1 - 1 = 0; \text{ (s)} \\ m &= 0 \\ s &= +\frac{1}{2}; -\frac{1}{2} \end{aligned}$$

No confundir el número cuántico de spin, *s*, (escrito en cursiva) con la letra *s*, en caracteres rectos, que designa el orbital cuyo valor de *l* es 0.

Todos los niveles por encima del estado fundamental se denominan *estados excitados*.

Si el átomo se excita y el electrón es promovido al segundo nivel,  $n = 2$ . Existen ahora diez conjuntos posibles de números cuánticos, tal como se indica en la Tabla III.1:

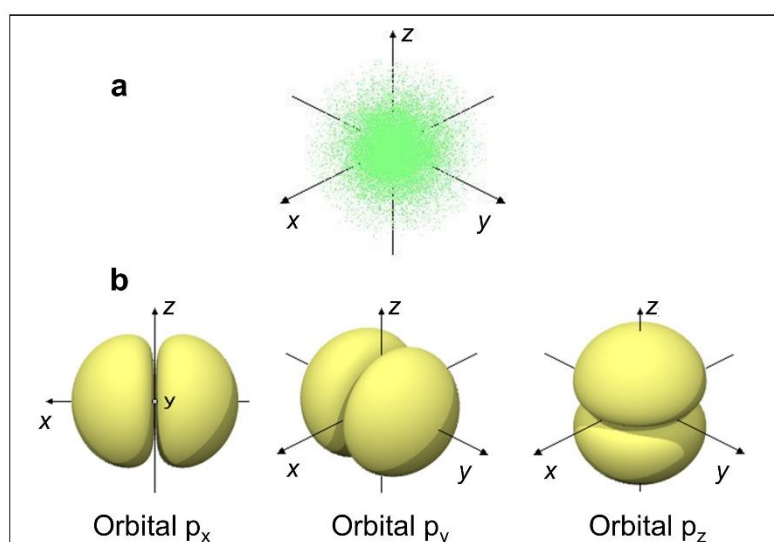
| <i>n</i> | <i>l</i> | <i>m</i>                    | <i>s</i>                        |
|----------|----------|-----------------------------|---------------------------------|
| 1        | 0        | 0 (s)                       | $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$ |
| 2        | 1        | 0 (s)                       | $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$ |
|          |          | -1 ( <i>p<sub>x</sub></i> ) | $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$ |
|          |          | 0 ( <i>p<sub>y</sub></i> )  | $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$ |
|          |          | +1 ( <i>p<sub>z</sub></i> ) | $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$ |

**Tabla III.1.** Valores permitidos de los números cuánticos según las soluciones de la Ecuación de onda para átomos con *n* igual a 1 y 2.

### III.5.2. Orbitales atómicos

Los valores de  $n$ ,  $l$  y  $m$  definen cada orbital. Podemos así referirnos al orbital 1s, a los tres orbitales 2p, a los cinco orbitales 3d, o a los siete orbitales 4f.

De las funciones de onda resultan representaciones tridimensionales que indican la distribución de densidad electrónica en el átomo. Para el estado de mínima energía del átomo de hidrógeno, la densidad electrónica está distribuida simétricamente alrededor del núcleo, es decir, su representación corresponde a una esfera, Figura III.12.a.



**Figura III.12.** Representaciones gráficas de orbitales atómicos del átomo de H generadas con el programa *Orbital Viewer*. **a.** La función de onda para el estado fundamental, orbital 1s. **b.** Función de onda para los orbitales  $p_x$ ,  $p_y$ , y  $p_z$ .

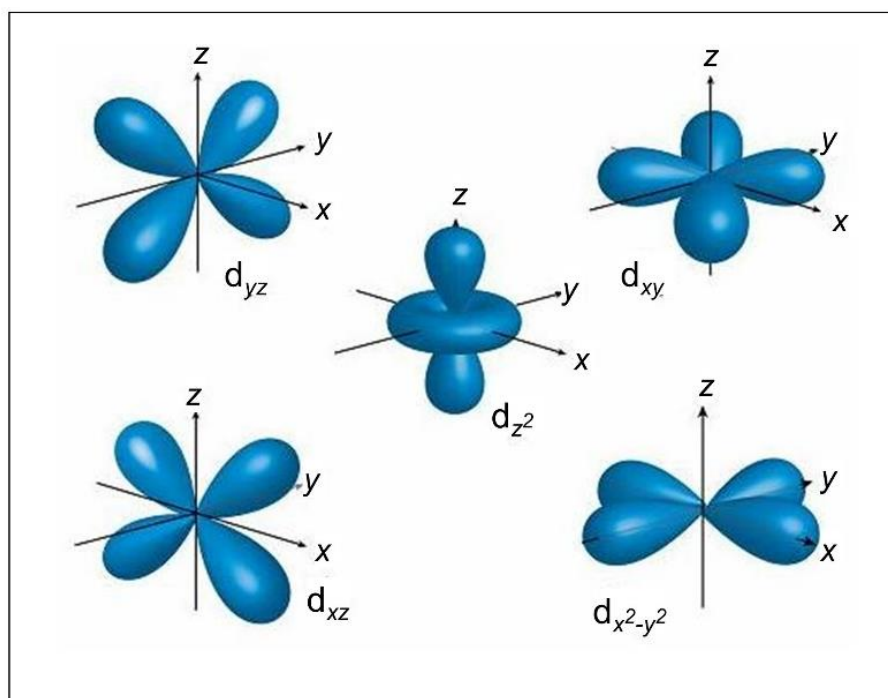
A medida que nos alejamos del núcleo, la densidad electrónica aumenta hasta un valor máximo, correspondiente al radio de Bohr, para luego caer rápidamente. Aunque en principio un orbital se extiende hasta el infinito, una esfera de radio igual a cuatro veces el radio de Bohr comprende casi la totalidad del espacio donde es posible encontrar al electrón.

Para el siguiente nivel energético posible ( $n = 2$ ) existen, además de un orbital s, tres funciones  $\psi$  con idéntica energía para  $l = 1$ , (p). Los correspondientes orbitales,  $p_x$ ,  $p_y$  y  $p_z$ , se muestran en la Figura III.12.b. Los orbitales p no son simétricos con respecto al núcleo, sino que se orientan a lo largo de cada uno de los ejes cartesianos, x, y, z, y de allí su denominación. La región del espacio donde la probabilidad de encontrar al electrón es nula se denomina *nodo*, y en el caso de cada orbital p es el plano

determinado por los otros dos ejes. Los orbitales que poseen la misma energía se llaman *degenerados*, tal es el caso de los orbitales  $p_x$ ,  $p_y$  y  $p_z$  de un mismo nivel.

Los sucesivos orbitales de un átomo de hidrógeno se denominan 1s, 2s, 2p (forma genérica de  $2p_x$   $2p_y$   $2p_z$ ), 3s, 3p, 3d, 4s, etc., pudiendo existir infinitos. El subnivel d contiene cinco orbitales, debido a que el número cuántico  $m$  tiene cinco valores posibles. Figura III.13.

En un dado instante, el electrón del átomo de hidrógeno se encuentra sólo en uno de los orbitales posibles. Puede pasar de un orbital a otro de mayor energía siempre y cuando absorba la diferencia de energía necesaria para el cambio. Para pasar de un nivel de energía mayor a otro de energía menor, deberá perder la correspondiente diferencia de energía, mediante la emisión de un fotón.



**Figura III.13.** Funciones de onda para los orbitales d.

### III.5.3. Orbitales de átomos multielectrónicos

Un aspecto fundamental de un átomo multielectrónico es que no puede poseer dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales. Al menos uno debe ser diferente. Esto se conoce como *Principio de Exclusión de Pauli*.

La ecuación de Schrödinger sólo tiene solución exacta para sistemas atómicos de un único electrón, como el H, o el catión  $\text{He}^+$ . Para los demás átomos de la Tabla



Periódica se cuenta con soluciones aproximadas que son razonablemente buenas en la mayoría de los casos. De dichas aproximaciones surge lo siguiente:

- Los orbitales de cualquier átomo tienen forma similar a los del átomo de hidrógeno, pero con diferentes valores de energía. Se los designa de la misma forma: 1s, 2s, 2p, etc.
- En el estado fundamental de cualquier átomo los electrones ocupan los niveles de menor energía. El átomo está en un estado excitado cuando un electrón se ubica en un orbital de energía mayor que la de otro orbital vacío.
- En cada orbital no pueden existir más que dos electrones, y ambos deben tener espines opuestos.
- Cuando los electrones ocupan orbitales degenerados, se ubican uno por cada orbital, con los espines paralelos. Recién cuando todos están semi-lenos, los orbitales empiezan a completarse con espines opuestos (regla de Hund). De este modo, la configuración electrónica del nitrógeno es  $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$  y no  $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1$ .

El valor de  $n$  indica el periodo de la Tabla Periódica al que pertenece el átomo en cuestión. El electrón del átomo de hidrógeno en el estado fundamental, con  $n = 1$ ,  $l = m = 0$  y  $s = \frac{1}{2}$  decimos que tiene la configuración electrónica  $1s^1$ . El supra índice indica el número de electrones en cada orbital.

Si hacemos lo mismo para el helio, con dos electrones,

He: 1º electrón  $n = 1; l = 0 (s); m = 0; s = \frac{1}{2}$   
2º electrón  $n = 1; l = 0 (s); m = 0; s = -\frac{1}{2}$   
Configuración electrónica:  $1s^2$

Cualquier otro átomo con más de dos electrones no puede pertenecer al primer nivel de la Tabla Periódica pues eso implicaría que uno o más de sus electrones tendrían que repetir los cuatro números cuánticos, lo que estaría en contradicción con el Principio de Exclusión de Pauli.

Para el Litio, con tres electrones, tendremos:

Li: 1º electrón  $n = 1; l = 0 (s); m = 0; s = \frac{1}{2}$   
2º electrón  $n = 1; l = 0 (s); m = 0; s = -\frac{1}{2}$   
3º electrón  $n = 2; l = 0 (s); m = 0; s = \pm \frac{1}{2}$   
Configuración electrónica:  $1s^2 2s^1$

Los diez conjuntos de números cuánticos indicados en la Tabla III.1 dan lugar a los primeros diez elementos de la Tabla Periódica, dos en el primer periodo, H y He, y ocho en el segundo, con las siguientes configuraciones electrónicas:

|           |    |                  |
|-----------|----|------------------|
| Litio     | Li | $1s^2 2s^1$      |
| Berilo    | Be | $1s^2 2s^2$      |
| Boro      | B  | $1s^2 2s^2 2p^1$ |
| Carbono   | C  | $1s^2 2s^2 2p^2$ |
| Nitrógeno | N  | $1s^2 2s^2 2p^3$ |
| Oxígeno   | O  | $1s^2 2s^2 2p^4$ |
| Flúor     | F  | $1s^2 2s^2 2p^5$ |
| Neón      | Ne | $1s^2 2s^2 2p^6$ |

Los electrones  $2p^1$  a  $2p^6$  comparten la misma subcapa electrónica.

Para  $n = 3$ , los valores de  $l$  pueden ser 0, 1 y 2. Si  $l = 0$ , el único valor de  $m$  es cero; para  $l = 1$ , hay tres valores posibles para  $m$  (-1, 0 y 1); para  $l = 2$  (d), los valores posibles de  $m$  son cinco, -2, -1, 0, 1 y 2. La configuración electrónica del primer elemento del tercer periodo con  $n = 3$  es el sodio, Na, con  $Z = 11$ , y el último es el Argón, con  $Z = 18$ :

|       |    |                            |
|-------|----|----------------------------|
| Sodio | Na | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$      |
| Argón | Ar | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ |

A pesar de la existencia de los orbitales 3d, en el tercer período no hay más elementos, ya que los orbitales 4s tienen menos energía y se ocupan a continuación de los 3p. Esto significa que el cuarto periodo va a reunir elementos en los que, una vez ocupados los orbitales 4s, se ocupan los orbitales 3d, para recién seguir con los 4p. Por eso el cuarto periodo de la Tabla Periódica tiene diez elementos más que el tercero. La secuencia de energías crecientes puede obtenerse de la regla de las diagonales o regla de Hund, que se indica en la Figura III.14.

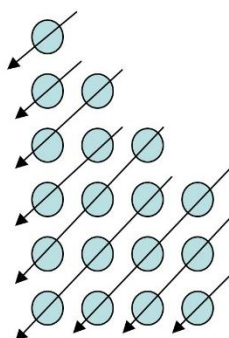
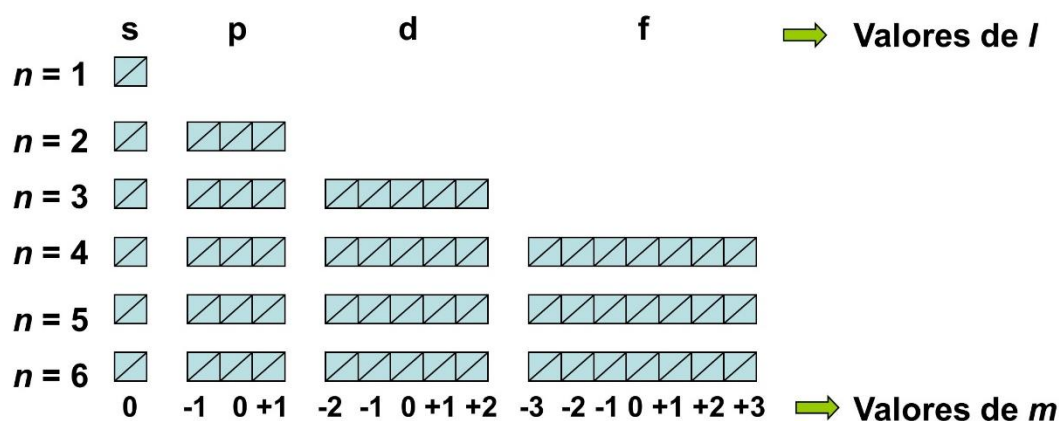
El Titanio, con  $Z = 22$  es un ejemplo de átomo con  $n = 4$ .

|         |    |                                      |
|---------|----|--------------------------------------|
| Titanio | Ti | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$ |
|---------|----|--------------------------------------|

Para  $n = 4$  los valores de  $l$  pueden ser 0, 1, 2 y 3. Para  $l = 3$ , los valores posibles de  $m$  son siete,  $-3, -2, -1, 0, 1, 2$  y 3. Aparece una nueva subcapa de electrones, la f, con 7 orbitales.

De acuerdo con la regla de las diagonales de Hund, los orbitales 4f recién comienzan a llenarse a partir del sexto periodo, iniciándose la capa 4f con el Lantano, el primer elemento de la serie de transición interna.

Los valores de los números cuánticos y el principio de Exclusión de Pauli determinan la configuración electrónica de prácticamente todos los átomos y explican la estructura de la Tabla Periódica. Una herramienta útil para escribir dichas configuraciones son las casillas cuánticas, Figura III.14, donde se indican los valores de los cuatro números cuánticos para cada uno de los electrones.



**Figura III.14.** Las casillas cuánticas. Herramienta de muy fácil utilización para determinar los números cuánticos de cada electrón, establecer la secuencia de llenado de los electrones en átomos multielectrónicos y sus configuraciones electrónicas. La regla de las diagonales o regla de Hund, indicada por flechas, permite establecer la secuencia de orbitales con niveles crecientes de energía.

### III.6. Las moléculas

Los átomos, excepto los de los gases nobles, rara vez están libres, y tienden a unirse formando compuestos químicos. Recordemos que un compuesto es una sustancia eléctricamente neutra formada por dos o más elementos diferentes, manteniendo una proporción entre ellos que es constante y característica de cada compuesto. Hay compuestos binarios, terciarios, etc. Los compuestos orgánicos, los más numerosos, contienen carbono, hidrógeno y otros elementos. Los compuestos inorgánicos son todos los que no son orgánicos, incluyendo los compuestos del carbono carentes de hidrógeno, como el dióxido de carbono.

Los átomos pueden formar moléculas o iones, lo que da lugar a la existencia de compuestos moleculares y compuestos iónicos.

*Las moléculas son grupos discretos de átomos unidos entre sí de una manera particular, mientras que los iones son átomos o moléculas con carga eléctrica, negativa o positiva.*

El ácido acético  $\text{CH}_3\text{COOH}$  y el dióxido de nitrógeno  $\text{NO}_2$  son moléculas, mientras que cloruro  $\text{Cl}^-$ , acetato  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ , fosfato  $\text{PO}_4^{3-}$ , metil amonio  $\text{CH}_3\text{NH}_3^+$  o calcio  $\text{Ca}^{2+}$  son iones. Los de carga negativa son aniones, y los de carga positiva, cationes.

Las moléculas son las unidades mínimas representativas de los compuestos moleculares. Los compuestos iónicos están formados por redes cristalinas que se extienden en las tres dimensiones del espacio manteniendo la electroneutralidad.

La existencia de las moléculas y de los iones de más de un elemento se debe a la capacidad que poseen los átomos de establecer uniones químicas estables entre aquellos que, por sus propiedades, pueden compartir electrones.

Veremos a continuación una descripción muy simplificada de las interacciones entre los orbitales atómicos que dan lugar a la formación de uniones químicas.

#### III.6.1. Los orbitales moleculares

Si se pudiera resolver exactamente la ecuación de Schrödinger para las moléculas, contaríamos con una descripción precisa de sus orbitales, en especial para el estado fundamental, que es el más importante para explicar el comportamiento químico de las sustancias. Pero tales soluciones no existen, de modo que se usan aproximaciones. Una de las más utilizadas, pero no la única, es la de los orbitales moleculares. Según esta aproximación, la unión entre dos átomos se produce cuando

dos orbitales atómicos se solapan. Cuanto mayor es el grado de solapamiento, mayor es la fuerza de la unión química resultante. El solapamiento no puede ser total por la repulsión electrostática de los núcleos.

Hablamos de *unión química localizada* cuando los electrones de la unión se comparten entre dos y sólo dos núcleos atómicos, mientras que las *uniones químicas deslocalizadas* se caracterizan por involucrar electrones que se comparten entre más de dos núcleos. La deslocalización puede extenderse a toda la molécula, como ocurre en el benceno, en el caroteno (responsable del color de las zanahorias), o en el grafito.

El solapamiento de dos orbitales atómicos, cada uno con un electrón, da lugar a la formación de dos orbitales moleculares asociados a los núcleos de ambos átomos. Uno de ellos es denominado "*orbital enlazante*" y posee una energía menor que la de los orbitales atómicos que le dieron origen. El otro se denomina "*orbital antienlazante*", y su energía es mayor. Al formarse la unión, los dos electrones que estaban en los orbitales atómicos se ubican en el orbital enlazante, mientras que el orbital antienlazante permanece vacío. Los orbitales moleculares también tienen formas características.

#### *Orbitales $\sigma$ (sigma)*

Los orbitales  $\sigma$  (sigma) enlazantes son aquellos en los cuales los centros de densidad electrónica están sobre el eje común a los dos núcleos. Los correspondientes orbital sigma antienlazantes se indican con  $\sigma^*$ . Los orbitales  $\sigma$  son de forma elipsoidal, con una densidad electrónica mayor entre los núcleos. Se pueden formar por el solapamiento de los orbitales s, p, d, o f, iguales o distintos, siempre que sean colineales. Esta geometría elipsoidal no se pierde si los átomos que participan de la unión giran uno con respecto al otro. Por eso las uniones  $\sigma$  tienen libre rotación. En la Figura III.15.a se esquematiza la formación de los orbitales  $\sigma$  y  $\sigma^*$  a partir de dos orbitales 1s.

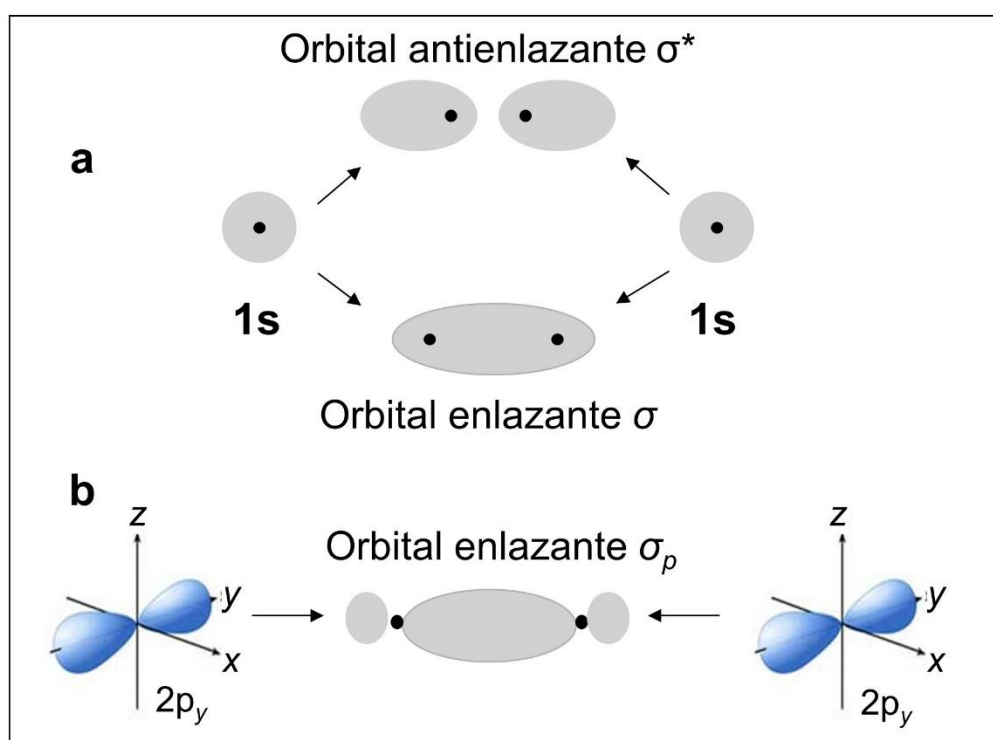
*Todas las uniones covalentes simples son uniones  $\sigma$ .*

Los átomos monovalentes solamente tienen un orbital con capacidad de intervenir en una unión química, como el hidrógeno, con su electrón  $1s^1$ . El átomo de oxígeno,  $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$  tiene dos orbitales a medio llenar,  $2p_y^1 2p_z^1$ , y por lo tanto una valencia de 2. Son orbitales mutuamente perpendiculares, con los que puede formar, en algunos casos, dos uniones simples con otros dos átomos por solapamiento

de sus respectivos orbitales s. El resultado es una molécula angular, como el agua, donde el oxígeno está unido a dos átomos de hidrógeno por enlaces simples.

### Orbitales $\pi$ ( $\rho_i$ )

Otros casos sumamente importantes surgen de átomos que se unen por solapamiento de sus orbitales p. Como ya hemos visto, los tres orbitales p de un mismo subnivel,  $p_x$ ,  $p_y$  y  $p_z$  son mutuamente perpendiculares, de modo que, además del solapamiento entre dos orbitales colineales, por ejemplo  $p_x + p_x$  para formar una unión  $\sigma$ , puede ocurrir el solapamiento del orbital p de un átomo con un orbital p del otro átomo con orientación paralela, por ejemplo  $p_y + p_y$  para formar dos nuevos orbitales moleculares, uno enlazante y el otro antienlazante, indicados como  $\pi$  y  $\pi^*$  respectivamente. El orbital  $\pi$  forma dos nubes electrónicas una por encima y otra por debajo del plano de la unión  $-C-C-$ , tal como se muestra en la Figura III.16. Sobre el plano, que contiene al eje interatómico, la probabilidad de encontrar a los electrones es nula, por lo que se trata de un plano nodal.



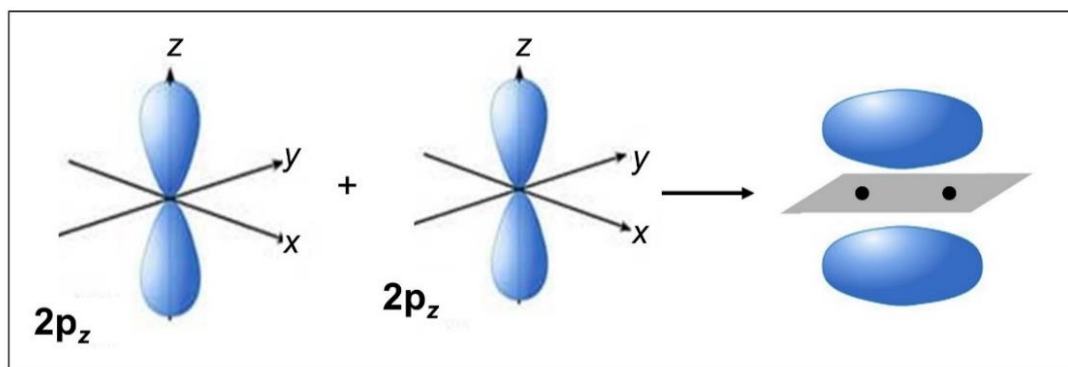
**Figura III.15.** Esquemas cualitativos para la formación de orbitales moleculares sigma enlazantes y antienlazantes  $\sigma$  y  $\sigma^*$  por el solapamiento de: **a.** dos orbitales s. **b.** dos orbitales p colineales. Se representa solamente el orbital enlazante, por simplicidad.

Es necesario tener en cuenta que, si bien en una unión  $\pi$  hay dos lóbulos, se trata de una unión simple. La combinación de uniones  $\sigma$  y  $\pi$  es típica de las moléculas con uniones dobles, como es el caso de la unión del carbono con cada uno de los oxígenos en la molécula de  $\text{CO}_2$ . En este caso cada oxígeno se une al carbono mediante una unión  $\sigma$  y una unión  $\pi$ .

*Todas las uniones covalentes dobles son la suma de una unión  $\sigma$  y una unión  $\pi$ .*

El solapamiento de los orbitales p paralelos remanentes da lugar a un segundo par de orbitales  $\pi$  y  $\pi^*$ , que aparece en el caso de las uniones triples, como es el caso de la molécula de nitrógeno,  $\text{N}_2$ . Los dos enlaces  $\pi$  presentan cuatro lóbulos que se unen de modo que los dos átomos quedan envueltos por una densidad electrónica cilíndrica.

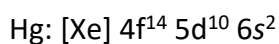
*Todas las uniones covalentes triples son la suma de una unión  $\sigma$  y dos uniones  $\pi$ .*



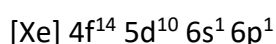
**Figura III.16.** El solapamiento de dos orbitales p paralelos da lugar a la formación de dos orbitales moleculares,  $\pi$  y  $\pi^*$ . En el esquema solo se muestra el orbital enlazante.

### *Orbitales híbridos*

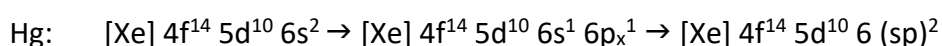
Hay casos en los que las valencias de algunos elementos aparentemente no coinciden con sus configuraciones electrónicas. El mercurio, con valencia 2, carece de orbitales a medio llenar:



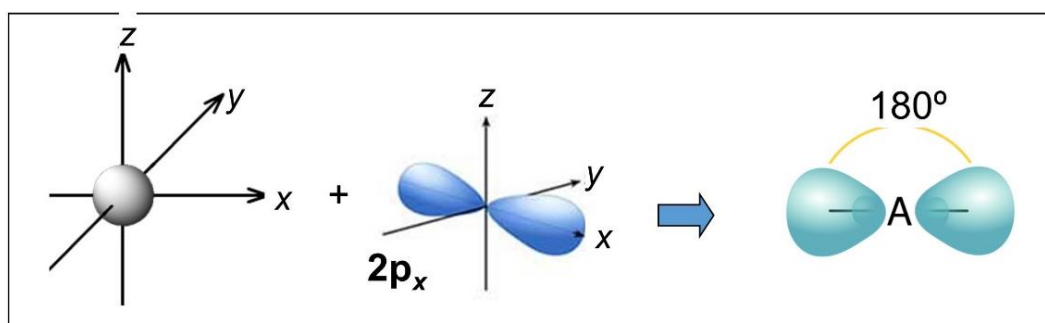
([Xe] indica la configuración del gas noble Xenón). Se podría pensar en una reestructuración del tipo



En ese caso las uniones formadas por superposición de los orbitales  $6s^1$  y  $6p^1$  con los orbitales de otro elemento tendrían energías diferentes, lo que contradice los resultados experimentales que indican que las uniones son idénticas. Para explicar esto se postula que los orbitales  $6s$  y  $6p$  se combinan para formar dos nuevos orbitales equivalentes, denominados *orbitales sp*, tal como se indica en la Figura III.17. Ambos orbitales poseen la misma forma e idéntica energía.



Este tipo de orbitales se llaman *híbridos* y se alejan lo más posible unos de otros, para llevar a un mínimo la repulsión electrostática de sus electrones en la molécula. Dado que son sólo dos orbitales equivalentes, la geometría más conveniente es aquella en la que los orbitales  $sp$  forman un ángulo de  $180^\circ$ . Este ángulo determina que moléculas tales como el cloruro de mercurio (II),  $\text{HgCl}_2$ , sean lineales.

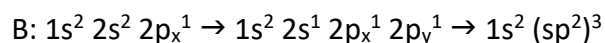


**Figura III.17.** Orbitales híbridos  $sp$ , formado a partir de un orbital  $s$  y un orbital  $p$ . La geometría es lineal, como en el cloruro de mercurio (II)  $\text{HgCl}_2$ . **A** indica la posición del núcleo del átomo hibridizado.

Algo similar ocurre cuando se combina el boro con el flúor para formar el trifluoruro de boro ( $\text{BF}_3$ ). El boro tiene un solo orbital  $p$  disponible para formar un enlace,  $1s^2 2s^2 2p_x^1$ , sin embargo, en la molécula del  $\text{BF}_3$  el boro forma tres enlaces iguales con el F. Para explicar esto se postula que la configuración más estable es  $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1$ , y que los tres enlaces se forman como consecuencia de la hibridización de un orbital  $s$  y dos orbitales  $p$  que dan lugar a la formación de tres orbitales  $sp^2$ , iguales en forma y en energía, contenidos en un plano y separados entre sí por un

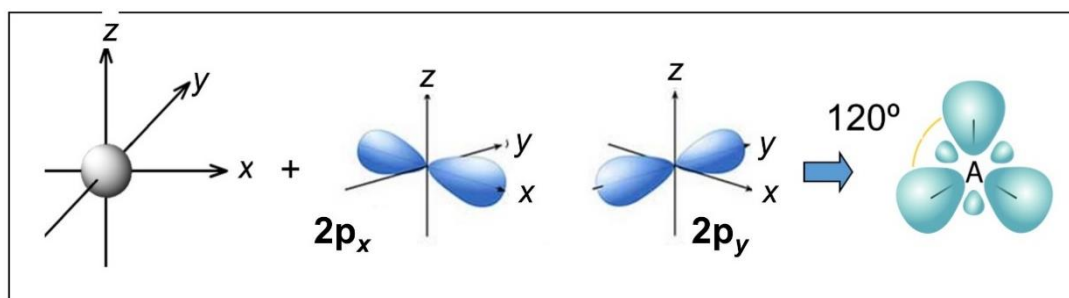
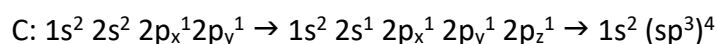


ángulo de  $120^\circ$ . Cada uno de los orbitales  $sp^2$  del boro se solapa con un orbital p de cada flúor para formar las tres uniones simples.



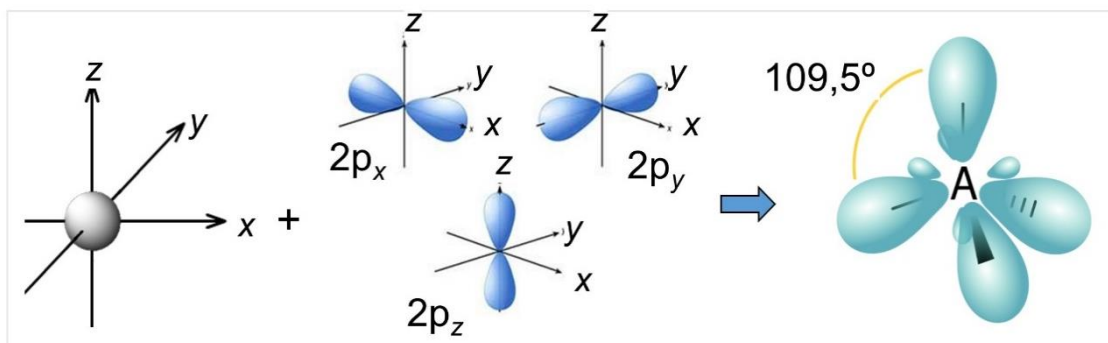
Otro ejemplo típico de compuesto con esta hibridación es el trióxido de azufre  $SO_3$  (Figura III.18).

Los orbitales híbridos  $sp^3$  están formados por la hibridación de un orbital s y tres orbitales p, tal como ocurre en el tetracloruro de germanio  $GeCl_4$  y en muchos compuestos del carbono. Los cuatro orbitales híbridos  $sp^3$  alcanzan la menor repulsión electrónica cuando se dirigen hacia los vértices de un tetraedro regular, tal como se muestra en la Figura III.19.



**Figura III.18.** Orbitales híbridos  $sp^2$  formado por un orbital s y dos orbitales p. Los orbitales resultantes se ubican en un plano separados por un ángulo de  $120^\circ$ . La molécula que se forma a partir de estos orbitales es plana trigonal, como en el caso del trióxido de azufre  $SO_3$  y del trifluoruro de boro  $BF_3$ . **A** indica la posición del núcleo del átomo hibridado.

La molécula de metano ( $CH_4$ ) presenta cuatro enlaces C-H perfectamente equivalentes, con un ángulo de enlace de  $109^\circ 28'$ , tal como corresponde a un tetraedro regular. Se trata de cuatro uniones  $\sigma$  formadas por el solapamiento de cada uno de los orbitales  $sp^3$  con el orbital 1s de cada hidrógeno.



**Figura III.19.** Orbitales híbridos  $sp^3$ . Participan un orbital s y tres orbitales p. Los compuestos con esta hibridización son tetraédricos, como el metano  $CH_4$  y el tetracloruro de germanio  $GeCl_4$ . **A** indica la posición del núcleo del átomo hibridizado.

*Siempre que un átomo presente una distribución electrónica que conduzca a la formación de una molécula tetraédrica se dice que posee hibridización  $sp^3$*

La formación de orbitales híbridos  $sp^3$  es particularmente importante en el carbono, ya que al disponer de un orbital 2p vacío, la energía necesaria para promover un electrón 2s es muy baja. Esto determina que la valencia 4 del carbono sea tan frecuente.

Existen otros orbitales híbridos que involucran orbitales d como es el caso de los cinco orbitales  $sp^3d$  o los seis orbitales  $sp^3d^2$  y que dan lugar a la formación de compuestos de geometría bipiramidal trigonal y octaédrica, respectivamente.

Una de las consecuencias de la posibilidad de formación de orbitales híbridos es la gran diversidad de formas que adquieren las moléculas, que responde a la geometría de los ángulos formados por los orbitales híbridos.

### III. 6.2. Uniones dobles y triples

Las uniones dobles son típicas de los átomos de C, N, y O, ya que son relativamente pequeños y pueden acercarse lo suficiente como para que se produzca un alto grado de solapamiento entre sus orbitales. Esta condición no se cumple en los elementos del período 3, por lo que las uniones dobles son muy poco frecuentes entre ellos, e inexistentes entre átomos de mayor número atómico. Los casos más interesantes de uniones dobles y triples se dan en los compuestos del carbono y serán discutidas en el capítulo VII.

### III.7. Interacciones de la materia y la energía

Es un hecho directamente observable que materia y energía interactúan permanentemente. Los objetos se construyen, se deforman, se rompen, se gastan, se desplazan más o menos rápidamente, se calientan o se enfrían, rotan con velocidades variables o vibran a mayor o menor frecuencia según la energía que ganan o pierden; son transparentes o absorben luz, etc.

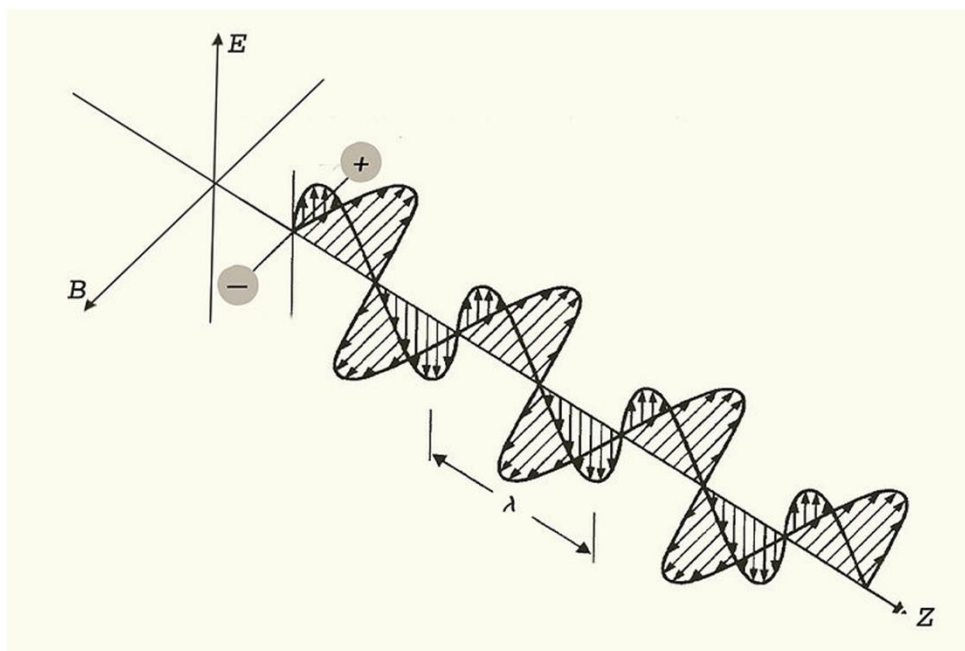
Desde los comienzos del siglo XX los físicos quedaron convencidos, gracias a experimentos y observaciones irrefutables iniciados por Max Planck (1858-1947), de que la energía no se transmite de manera continua, como el sentido común indicaría, sino en pequeños paquetes, los *cuantos*. La energía que contiene cada cuanto depende del sistema, del proceso en juego y del valor de la constante de Planck  $h$ , increíblemente pequeña y de importancia trascendental. Esta propiedad discontinua de la energía no es evidente en el mundo macrofísico en el que nos movemos a diario, pero es contundente a nivel de partículas subatómicas, átomos y moléculas.

Otra idea revolucionaria basada en observaciones experimentales y desarrollada teóricamente por De Broglie en 1924, es que las partículas en movimiento poseen propiedades ondulatorias, las que son más evidentes cuanto menor es su masa. En el mundo macroscópico las propiedades ondulatorias de los cuerpos que se desplazan a velocidades modestas, como una piedra que cae, no son perceptibles. Por el contrario, en el ámbito de lo ultra pequeño los conceptos de partícula y onda se confunden, ya que las ondas evidencian propiedades corpusculares y los corpúsculos adquieren comportamientos propios de las ondas. Esta propiedad se dio en llamar “dualidad onda-partícula” y ya fue mencionada en el punto III.5. al referirnos al modelo atómico actual.

*Toda partícula tiene una onda asociada cuya longitud de onda cumple con la expresión  $\lambda = h/mv$ , donde  $h$  es la constante de Planck,  $m$  es la masa de la partícula y  $v$  es la velocidad a la que se desplaza.*

La discontinuidad en los intercambios de la energía, junto con la dualidad onda - partícula y el principio de incertidumbre de Heisenberg dieron lugar a uno de los desarrollos más fructíferos de la física moderna: la mecánica cuántica. Esta nueva concepción del mundo físico, junto al estudio de la interacción de la radiación electromagnética con los objetos materiales, son las herramientas más poderosas con que cuenta la ciencia actual para abordar el desafío más caro a la química: desentrañar los misterios de la estructura de átomos y moléculas para comprender finalmente la materia y su comportamiento.

### III.7.1. El espectro electromagnético



**Figura III.20.** Propagación de una onda electromagnética en la dirección **Z** del espacio. Se indican los vectores del campo eléctrico **E** y del campo magnético **B** mutuamente perpendiculares y también perpendiculares a **Z**.

De acuerdo con los experimentos y las formulaciones teóricas de James Clerk Maxwell (1831-1879), la radiación electromagnética consiste en campos eléctricos y magnéticos mutuamente perpendiculares y variables en el tiempo, es decir, oscilantes (ver Figura III.20), que viajan en el vacío con la única velocidad que les está permitida, la de la luz,  $c$ . La velocidad de la luz es una constante universal que indica la máxima velocidad posible en el mundo físico. Su valor en el vacío es:

$$\begin{aligned} c &= 2,997\,924\,58 \times 10^{10} \text{ cm s}^{-1} = 2,997\,924\,58 \times 10^8 \text{ m s}^{-1} \cong 300\,000 \text{ km s}^{-1} = \\ &= 1,080 \times 10^9 \text{ km h}^{-1} \end{aligned}$$

Cuando la luz se transmite a través de un medio, tal como el aire, el agua, los sólidos transparentes, su velocidad de propagación  $v$  disminuye con respecto al vacío. Esta disminución depende de la naturaleza del medio de propagación y de la longitud de onda.

La onda representada en la Figura III.20 está polarizada en el plano, ya que todos los vectores del campo eléctrico oscilan en el mismo plano, y otro tanto ocurre con el vector campo magnético. La luz común, como la que emite el Sol, no está polarizada,

y los vectores de campo eléctrico apuntan hacia cualquier dirección en el espacio, manteniendo siempre la condición de ser perpendiculares tanto al vector campo magnético y a la dirección de propagación de la onda.

Cuando las cargas eléctricas son aceleradas en una barra metálica o antena emiten energía como radiación electromagnética, efecto utilizado posteriormente para las transmisiones radiales y televisivas. El hecho de que la luz consista en la propagación de campos eléctricos y magnéticos oscilantes permite entender su capacidad de interactuar con la materia, formada fundamentalmente por cargas eléctricas, los electrones y los protones, los que a su vez poseen sus propios campos eléctricos. Cuando una muestra de átomos o moléculas es expuesta a la radiación electromagnética, el campo eléctrico de la radiación ejerce una fuerza variable en el tiempo sobre los electrones y los núcleos atómicos, transmitiéndoles energía siempre que se cumplan ciertas condiciones, como veremos más adelante.

Albert Einstein (1879-1955), en uno de sus memorables trabajos de 1905, extendió el concepto de Planck de la cuantización de la energía a la radiación electromagnética. Su propuesta consideraba que la luz, además de sus propiedades ondulatorias, podría estar formada por una especie de partículas, los *cuantos*, cada uno con una energía  $E = h\nu$ . Posteriormente, se los llamó *fotones*.

La dualidad onda - partícula se manifiesta claramente en la luz, que presenta propiedades ondulatorias (frecuencia, longitud de onda) y corpusculares, al estar formada por fotones. Éstos pueden interpretarse como partículas, ya que poseen masa en movimiento, dada por la energía del fotón dividida por el cuadrado de su velocidad  $c$ . No existen los fotones quietos. Dicho en otras palabras, estas partículas carecen de masa en reposo.

Ambas propiedades (corpuscular y ondulatoria) se vinculan según las siguientes expresiones:

$$E = mc^2 = h\nu = hc\lambda^{-1} = hc\nu^* \quad \text{energía del fotón}$$

$$m = h\nu/c^2 \quad \text{masa del fotón en movimiento}$$

$E$  es la energía de cada fotón,  $m$  su masa inercial (en movimiento),  $\nu$  la frecuencia medida en  $s^{-1}$  o hertz (Hz);  $\lambda$  la longitud de onda y  $\nu^*$  el número de ondas ( $cm^{-1}$ );  $h$  es la constante de Planck.

$$h = 6,626\ 070\ 15 \times 10^{-34} \text{ J s}$$

$$= 6,626\ 070\ 15 \times 10^{-34} \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-1} \approx 6,6 \times 10^{-34} \text{ J s}$$

La luz, tal como la que proviene del Sol, está formada por un conjunto de ondas, cada una con su frecuencia y sus fotones asociados. La distribución de fotones en función de la frecuencia o de la longitud de onda se conoce como espectro electromagnético.

El espectro electromagnético suele ser dividido arbitrariamente en regiones, según las características de la radiación o sus aplicaciones. Por lo general los límites de cada región no están bien definidos, por lo que hay superposiciones entre ellas. Ver Figura III.21.

La región más energética del espectro electromagnético corresponde a los rayos  $\gamma$ , con  $(10^{-13} < \lambda < 10^{-10})$  m. Las energías fotónicas son tan altas que se las asocia a procesos de origen nuclear, como la radioactividad o la fusión de hidrógeno en el corazón del Sol.

Los rayos X comprenden el intervalo  $(10^{-11} < \lambda < 10^{-7})$  m. Sus fotones poseen energía suficiente como para atravesar los tejidos blandos del cuerpo y permitir las imágenes óseas típicas de las radiografías.

La región del ultravioleta (UV) abarca desde longitudes de onda del orden de  $10^{-8}$  m hasta el borde violeta del espectro visible. La atmósfera, por suerte para los seres vivos, impide el paso de buena parte de esta radiación gracias a dos de sus componentes en las capas altas, el  $O_2$  y el  $N_2$ , que absorben (son totalmente opacos) los fotones más energéticos cuyos valores de  $\lambda$  están por debajo de los 200 nm. La radiación UV de longitudes de onda un poco mayores, y por lo tanto de energía menor, es absorbida por el ozono  $O_3$  presente en la estratosfera.

Entre 400 y 700 nm se extiende la estrecha banda de longitudes de onda capaz de impresionar el sentido de la visión humana y de la de muchos otros animales. Probablemente se trate de una respuesta adaptativa ya que esta franja coincide con el máximo de emisión espectral del Sol. Esta radiación es la que alcanza la superficie terrestre ya que la atmósfera es transparente para estas longitudes de onda y no las absorbe.

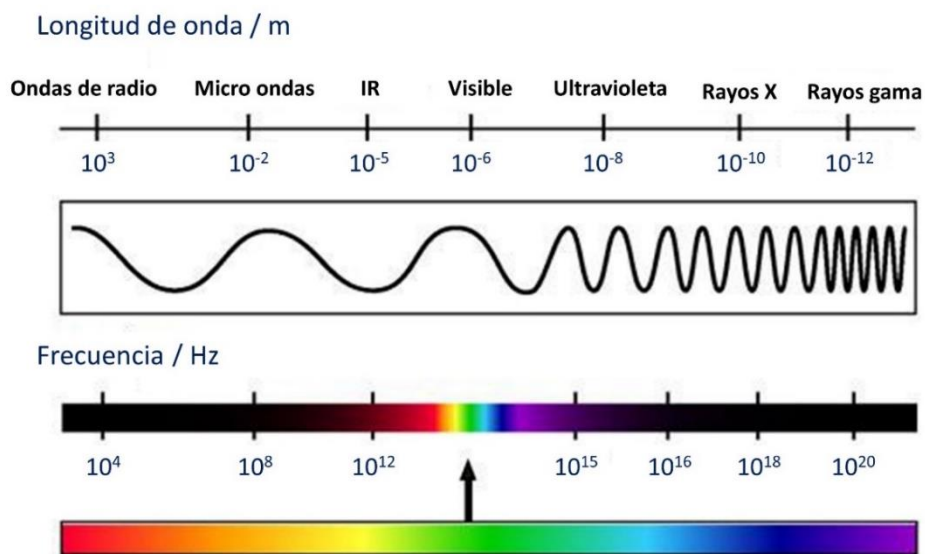
Siempre avanzando hacia fotones de energías menores, entramos en la región del infrarrojo (IR). Comprende aquellas frecuencias que percibimos como calor, con  $(10^{-6} < \lambda < 10^{-2})$  m. Cualquier cuerpo cuya temperatura sea inferior a 3000 K emite

radiación con un máximo de intensidad en el IR. El núcleo de nuestra galaxia, oscurecido por las acumulaciones de polvo y gas en el plano galáctico, puede ser observado, mediante instrumentos adecuados, por su emisión en el IR.

La radiación de microondas se extiende en el intervalo ( $10^{-3} < \lambda < 1$ ) m. Es una región muy importante para recibir información del espacio exterior, porque la atmósfera es transparente en esta franja del espectro. El agua absorbe fuertemente en ciertas longitudes de onda pertenecientes a esta región, efecto que se aprovecha en astronomía para su detección en diferentes regiones de nuestra galaxia. Esta misma banda de absorción se utiliza en la fabricación de hornos domésticos de microondas, que calientan muy eficientemente todo lo que contenga agua.

A continuación siguen las ondas utilizadas en las transmisiones radiales, con longitudes de onda en el intervalo ( $10^{-2} < \lambda < 10^4$ ) m correspondientes a frecuencias ( $10^4 < \nu < 10^{10}$ ) Hz. Las emisiones en amplitud modulada (AM) usan frecuencias del orden de 1 MHz, mientras que una banda estándar de emisión en frecuencia modulada (FM) se ubica alrededor de 100 MHz. Las emisiones televisivas utilizan bandas entre 50 y 1000 MHz. Aunque no existe un límite teórico superior para las longitudes de onda, los valores máximos medidos corresponden a la radiación de longitudes de onda del orden de  $10^8$  m.

En la Figura III.21 se muestra un espectro electromagnético ordenado en el sentido de las frecuencias crecientes.



**Figura III.21.** Espectro electromagnético, donde se informan los rangos de frecuencia y de longitudes de onda para cada región.

### III.7.2. En el ámbito de los átomos y las moléculas, la quietud no existe

La mecánica cuántica establece que la energía de los sistemas no puede cambiar en una cantidad arbitraria. La naturaleza de cada sistema determina los valores de energía permitidos.

Veamos el caso de un péndulo. La frecuencia natural de oscilación depende de su longitud, y las variaciones de la energía se reflejan en los cambios de amplitud. La energía sólo puede incrementarse o disminuir en múltiplos enteros de  $h\nu$ , donde  $h$  es la constante de Planck y  $\nu$  es la frecuencia natural del péndulo. Los péndulos en el mundo macro físico poseen frecuencias muy bajas. Un niño hamacándose demora varios segundos en cada vaivén, por lo que su frecuencia de oscilación está por debajo de 1 Hz. El valor del cuanto es tan pequeño ( $h\nu = 6,6 \times 10^{-34} \text{ J s} \times 1 \text{ s}^{-1} = 6,6 \times 10^{-34} \text{ J}$ ) que la variación de energía puede considerarse continua para todo fin práctico, tal como establece la física clásica. Debería acortarse la longitud del péndulo a escalas atómicas para que la frecuencia aumentara lo suficiente, y de ese modo los efectos cuánticos fueran apreciables.

Un cuerpo de masa  $m$  suspendido en un resorte oscila con movimiento armónico simple, con una frecuencia natural de oscilación que depende de la constante de recuperación del resorte y de la masa del cuerpo. Cuanto menor es la masa más alta es la frecuencia. Cuando el resorte recibe energía, la amplitud de la oscilación aumenta, pero la frecuencia de oscilación permanece constante. Como en el caso del movimiento pendular de la hamaca, un resorte macroscópico variará su energía mediante cuantos tan pequeños que se podrá considerar la variación como continua. Recién cuando la masa oscilante alcance dimensiones de átomos y moléculas, las frecuencias habrán alcanzado valores suficientemente altos para que las energías estén claramente cuantizadas.

*Toda transferencia de energía en la naturaleza está cuantizada. Pero en virtud del pequeñísimo valor de la constante de Planck, los niveles discretos de la energía sólo se hacen evidentes en el mundo sub-microscópico.*

Analizaremos a continuación los movimientos propios de los átomos y las moléculas.

#### III.7.2.1. Movimientos traslacionales

Los átomos y moléculas libres de trasladarse en el espacio, como los que forman los fluidos, poseen energía cinética de traslación y pueden ser acelerados con



cualquier valor de energía siempre que sea múltiplo de  $h\nu$ . Las diferencias entre los niveles energéticos vecinos (niveles traslacionales) son tan pequeñas que la variación energética puede considerarse como continua aún para los átomos. Por eso es lícito expresar la energía trasnacional  $E_t$  de las moléculas mediante la fórmula clásica  $E_t = \frac{1}{2}mv^2$ , donde  $v$  es la velocidad de la partícula (átomo o molécula) y  $m$  es su masa. La velocidad promedio de las moléculas de un sistema depende de la temperatura.

### III.7.2.2. Movimientos rotacionales

Mientras las moléculas se desplazan, también rotan a diferentes velocidades. Una rotación implica un cambio en la orientación del eje molecular sin que se modifiquen las distancias entre los núcleos de los átomos. De acuerdo con la física clásica, la energía rotacional  $E_r$  depende de dos variables: la velocidad angular  $\omega$  con que el cuerpo rota (no confundir con la velocidad lineal de desplazamiento) y el momento de inercia  $I$  (resistencia a ser acelerado a lo largo de la rotación).

$$E_r = \frac{1}{2} I \omega^2$$

En la rotación de las moléculas, las diferencias entre los niveles rotacionales permitidos, aunque es pequeña, ya es significativa, por lo que la expresión anterior debe ser corregida para dar cuenta de la existencia de niveles energéticos discretos. La energía del nivel más bajo posible, o nivel fundamental es igual a cero, y corresponde a la molécula sin rotación.

Un aumento en la energía producirá un aumento en la velocidad de rotación, siempre que la energía entregada posea alguno de los valores permitidos. El espaciamiento entre los niveles de energía es desigual, tal como se muestra en la Figura III.22.a. Cuanto mayor el número de átomos en la molécula mayor será el número de formas diferentes en que puede rotar.

Valores típicos de diferencias entre niveles rotacionales son del orden de  $10^{-2}$  kJ mol<sup>-1</sup>. Por ejemplo, la separación entre los dos niveles rotacionales más bajos para el monóxido de carbono (CO) es 0,05 kJ mol<sup>-1</sup>.

Los cuantos de energía rotacional típicos coinciden con la energía de los fotones de la zona del IR lejano y de microondas. Cuando una molécula cae desde un estado rotacional a otro de menor energía (rota más lentamente) pierde aproximadamente  $10^{-2}$  kJ mol<sup>-1</sup>, energía que es emitida como fotones cuya frecuencia,  $\nu = E/h \approx 1,5 \times 10^{11}$  Hz, corresponde a la región de microondas en el espectro electromagnético.

*Las transiciones rotacionales ocurren absorbiendo o emitiendo fotones de la región de microondas del espectro electromagnético.*

### *III.7.2.3. Movimientos vibracionales*

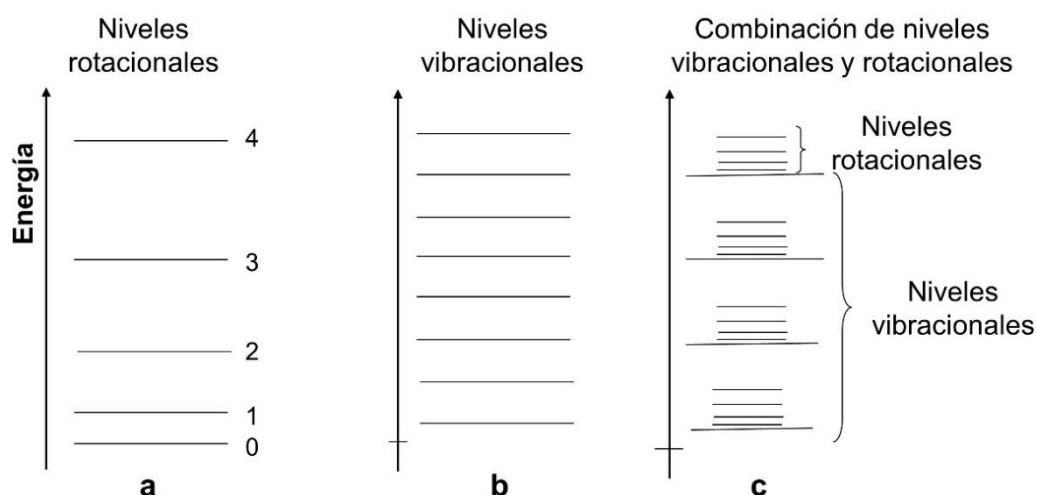
Las vibraciones consisten en la variación periódica de las distancias internucleares. En una unión química los átomos oscilan o vibran con frecuencias que dependen de sus masas y de la flexibilidad de la unión química entre ellos (equivalente a la constante de fuerza en un resorte clásico). La resolución de la ecuación de Schrödinger para un sistema vibrante permite establecer que los niveles vibracionales próximos al estado fundamental son equidistantes, y la diferencia entre niveles sucesivos es del orden de las decenas de  $\text{kJ mol}^{-1}$ . Para el CO, la diferencia entre los dos más bajos alcanza a  $25 \text{ kJ mol}^{-1}$  y los efectos cuánticos son muy importantes. La energía vibracional en el estado fundamental no es cero. Ver Figura III.22.b.

Las energías vibracionales corresponden a fotones cuyas frecuencias pertenecen a la región IR del espectro.

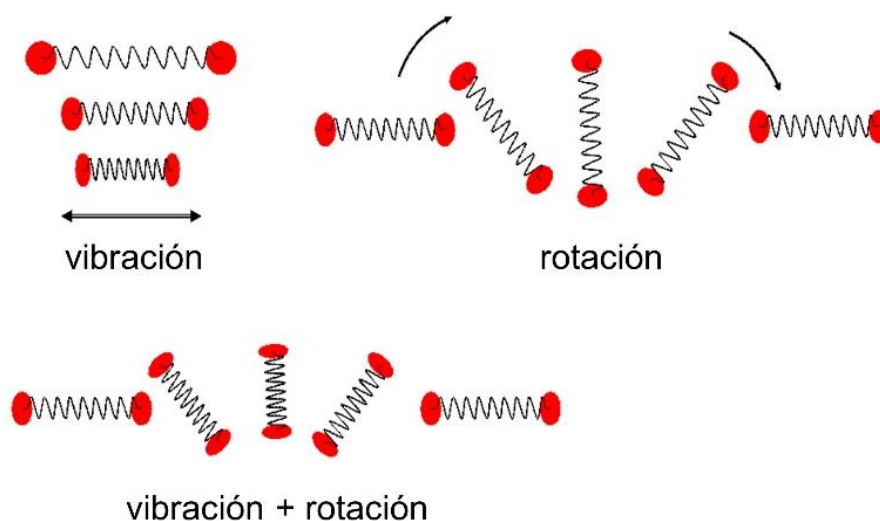
Los movimientos rotacionales y vibracionales suelen acoplarse: una misma molécula mientras vibra, también rota. La Figura III.22.c muestra las relaciones cualitativas entre niveles rotacionales y vibracionales, y la Figura III.23 muestra el acoplamiento de ambos tipos de movimiento para una molécula diatómica. Esquemáticamente, se muestran posibles movimientos de vibración, rotación y los que resultan de la combinación de estos dos. Una representación sencilla para el movimiento de vibración se logra al considerar que el enlace entre dos átomos en una molécula es análogo a un resorte, y por lo tanto puede vibrar acortando o alargando la distancia de enlace entre los átomos. La representación de la rotación es algo más sencilla, se considera a la molécula como una estructura rígida capaz de rotar sobre su eje.

*Las transiciones vibracionales ocurren absorbiendo o emitiendo fotones de la región del infrarrojo del espectro electromagnético.*

Los movimientos traslacionales, vibracionales y rotacionales de las moléculas constituyen su energía cinética.



**Figura III.22** Esquema cualitativo de los niveles permitidos **a.** rotacionales, **b.** vibracionales y **c.** la combinación de ambos. Los gráficos no están a escala.



**Figura III.23.** Los esquemas indican los movimientos de vibración y rotación, y sus combinaciones para una molécula diatómica. Además de vibrar y rotar, las moléculas se desplazan por todo el recipiente, contribuyendo a la energía de traslación.

#### III.7.2.4. Las transiciones electrónicas

Como la masa del electrón es tan pequeña incluso comparada con la del átomo, las frecuencias de vibración de los electrones son muy altas y los niveles energéticos permitidos (niveles electrónicos) están muy distanciados entre sí. La diferencia entre

el nivel fundamental y el primer nivel excitado del átomo de hidrógeno es aproximadamente  $983 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Los niveles electrónicos no están igualmente espaciados. La diferencia más grande se da entre el nivel fundamental y el primer nivel excitado, y las diferencias sucesivas son cada vez menores a medida que los electrones se alejan del núcleo. En la Figura III.22 se muestran los niveles electrónicos, vibracionales y rotacionales para una molécula diatómica. Como ya dijimos, los niveles vibracionales son equidistantes, mientras que los rotacionales y los electrónicos no lo son.

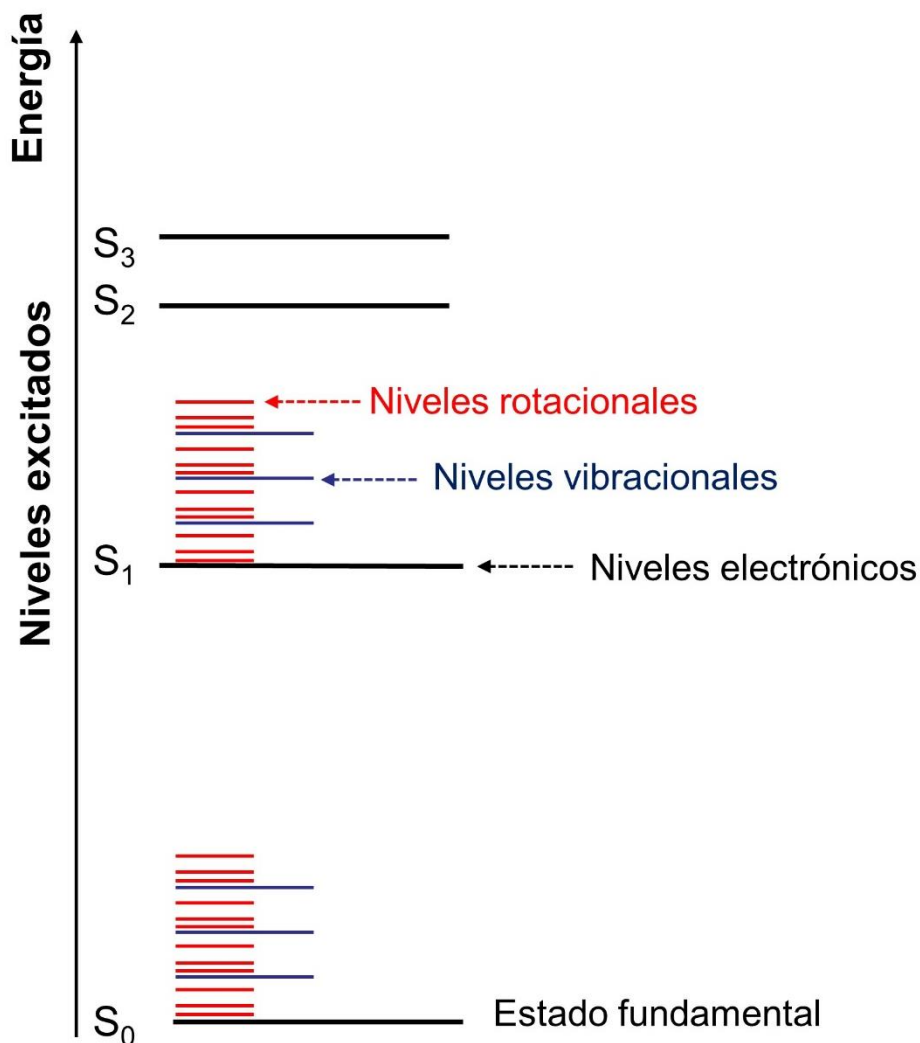
Las energías necesarias para promover un electrón desde un nivel a otro dentro de un átomo o de una molécula corresponden a fotones del visible o del ultravioleta del espectro electromagnético.

Si en un átomo masivo multielectrónico los electrones involucrados son los más internos (los más cercanos al núcleo) los fotones absorbidos o emitidos son de muy alta frecuencia, correspondientes a la región de los rayos X. Las transiciones entre electrones de niveles intermedios poseen frecuencias propias de la radiación ultravioleta, y los más externos, generalmente los electrones de valencia, se asocian con la región visible.

*Las transiciones electrónicas ocurren absorbiendo o emitiendo fotones de las regiones de rayos X, ultravioleta o visible del espectro electromagnético.*

En función de lo anterior, podemos considerar que los sistemas materiales a nivel sub microscópico cuentan con energía electrónica, vibracional, rotacional y traslacional, asociadas a cada uno de los posibles movimientos, donde los niveles de energía permitidos están claramente diferenciados. En Internet hay páginas donde se muestran simulaciones útiles para la comprensión de los diferentes modos vibracionales de las moléculas.

Los átomos poseen además la energía contenida en los núcleos, también distribuida por niveles, pero que no participa en las reacciones químicas. Estas energías nucleares se manifiestan en la radiactividad y en los procesos de fusión y fisión nuclear.



**Figura III.24.** Esquema cualitativo de los niveles energéticos dentro de un átomo.  $S_0$ ,  $S_1$ ,  $S_2$  y  $S_3$  señalan los niveles electrónicos. Los niveles vibracionales y rotacionales correspondientes a cada nivel electrónico se han indicado solamente para  $S_0$  y  $S_1$ . El gráfico no está a escala.

### III.7.3. Espectroscopia

La espectroscopia es el estudio de la absorción y la emisión de radiación electromagnética por la materia.

La base de la espectroscopia es la *Condición de Frecuencia de Bohr*, que establece que, según los postulados de la mecánica cuántica, una molécula en un dado estado energético  $m$ , expuesta a la radiación electromagnética, podrá absorber un fotón de frecuencia  $\nu$  y pasar a un estado de energía mayor  $n$  si la frecuencia de la radiación satisface la relación:

$$E_n - E_m = h\nu$$

Solamente la radiación con la frecuencia exacta provocará la promoción de un nivel energético a otro en el átomo o molécula. Si la muestra se irradia con radiación de diferentes frecuencias, los fotones atravesarán la muestra sin ser absorbidos, excepto aquellos que posean exactamente el valor de energía  $E_n - E_m = h\nu$ .

La molécula en el estado excitado  $n$  en ausencia de radiación podrá caer espontáneamente al nivel  $m$  de menor energía emitiendo un fotón cuya energía es  $E_n - E_m = h\nu$ .

Cuando los átomos son sometidos a descargas eléctricas o calentados suficientemente, absorben energía para pasar del estado fundamental a algún estado excitado. Los átomos en estado excitado se estabilizan (vuelven al estado fundamental) liberando la misma cantidad de energía que antes absorbieron. Una de las formas posibles es mediante emisión de fotones de frecuencias características. El conjunto de frecuencias absorbidas por una muestra constituye su *espectro de absorción*, y el conjunto de frecuencias emitidas corresponde al *espectro de emisión*.

Los *espectros continuos* contienen un conjunto muy numeroso de frecuencias o líneas espectrales, cada una con su propio valor de energía. Las diferencias entre líneas espectrales consecutivas son tan pequeñas que es lícito considerarlas como un continuo. Pueden observarse en las emisiones de los cuerpos incandescentes, como el hierro líquido en un horno de fundición, una bombilla eléctrica, una lámpara *led*<sup>5</sup> o la fotosfera del Sol.

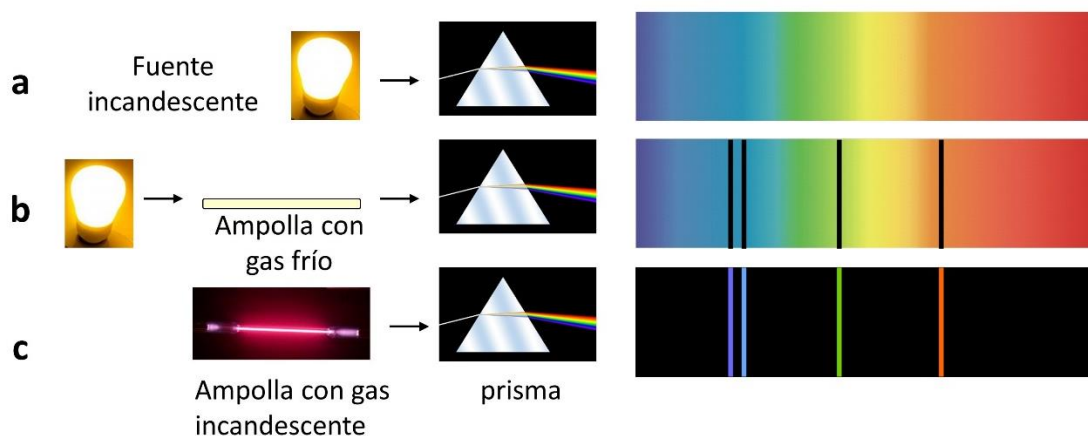
Los *espectros de líneas* constan de una serie discreta de frecuencias, tal como puede observarse en muestras gaseosas a bajas presiones, o metales vaporizados. Las líneas corresponden a las frecuencias de la radiación absorbida o emitida durante las transiciones entre los niveles energéticos permitidos de los átomos gaseosos. Cuando el espectro de líneas es de *absorción*, está formado por las frecuencias faltantes en el espectro continuo. Cuando es de emisión, presenta una secuencia de líneas de radiación con las mismas frecuencias que en el espectro de absorción.

En la Figura III.25.a se muestra el espectro continuo de emisión de una fuente incandescente, descompuesto en las frecuencias que lo componen mediante un prisma. La Figura III.25.b muestra el espectro de líneas de absorción en la región del visible (se han obviado las líneas en el UV y en el IR) para un gas a baja presión. El espectro se obtiene cuando la muestra gaseosa fría se interpone entre la fuente y el

---

<sup>5</sup> Lámpara led, sigla en inglés de "diodo emisor de luz", (*light emitting diode*).

prisma. La Figura III.25.c corresponde al espectro de emisión del mismo gas, consecuencia de haberle entregado energía bajo la forma de descargas eléctricas. La radiación emitida por el gas se descompone al pasar por el prisma. Las frecuencias de absorción coinciden exactamente con las frecuencias de emisión.

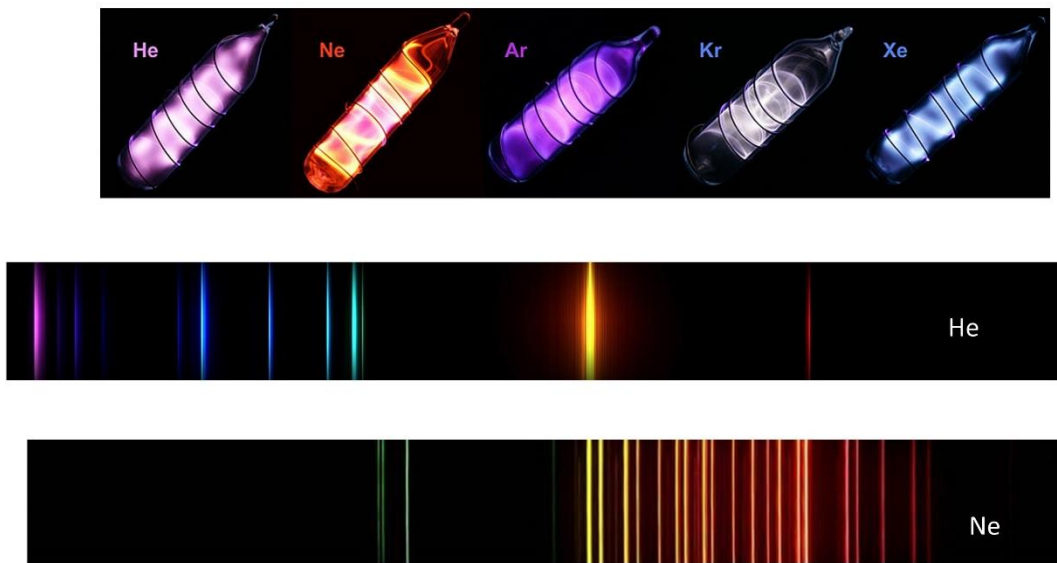


**Figura III.25.** Espectros continuos y de línea para un gas hipotético a baja presión. Se muestra solamente la región visible. Los espectros son: **a.** continuo; **b.** de líneas de absorción; **c.** de líneas de emisión.

Cada elemento químico presenta un patrón propio de frecuencias o líneas espectrales, una especie de “código de barras”, que posibilita el análisis de los componentes de cualquier muestra, incluyendo la materia presente en las estrellas. A medida que aumenta la energía, pueden observarse líneas de frecuencias cada vez más altas.

Los espectros obtenidos con muestras elementales como gases o vapores monoatómicos se denominan espectros atómicos. En la Figura III.26 se muestran los espectros atómicos de emisión de dos gases nobles, y el color que adquieren los diferentes gases nobles a baja presión cuando son sometidos a descargas eléctricas.

*Para gases monoatómicos, un pico en el UV o en el visible se debe a la promoción de un electrón en un orbital atómico, generalmente el estado fundamental, a otro de mayor energía. La cantidad de energía de la transición depende de la naturaleza de los orbitales involucrados.*



**Figura III.26. a.** Gases nobles luminiscentes a baja presión sometidos a descargas eléctricas. Fuente de alimentación: 5 kV, 20 mA, 25 kHz. **b.** Espectro atómico de líneas de emisión del Helio; **c.** ídem para el Neón. Se muestra solamente la región visible.

Mientras que los espectros atómicos son relativamente simples, los espectros moleculares se complican por el acoplamiento de las transiciones electrónicas junto a las vibracionales y rotacionales, lo que en un espectro de líneas se manifiesta por el desdoblamiento o el ensanchamiento de las líneas, las que se transforman en bandas. Según la región espectral la información obtenida es diferente. Veremos algunas de las espectroscopias más útiles para la identificación y elucidación de las estructuras moleculares.

*III.7.3.1. Espectroscopia IR*

La espectroscopia IR es una de las más importantes para determinar estructuras moleculares. Las bandas de absorción corresponden a transiciones entre niveles vibracionales y rotacionales pertenecientes a un dado nivel electrónico, tal como se mostró en la Figura III.27. Las energías involucradas son mucho menores que las requeridas para la promoción de electrones y por eso pertenecen a la región IR del espectro.

Una molécula que se encuentra en su estado fundamental necesita una cantidad de energía muy pequeña para rotar. Cuando las transiciones rotacionales en una molécula diatómica ocurren sin modificaciones en los niveles electrónicos y vibracionales, se obtiene el *espectro rotacional puro* de dicha molécula. Los fotones



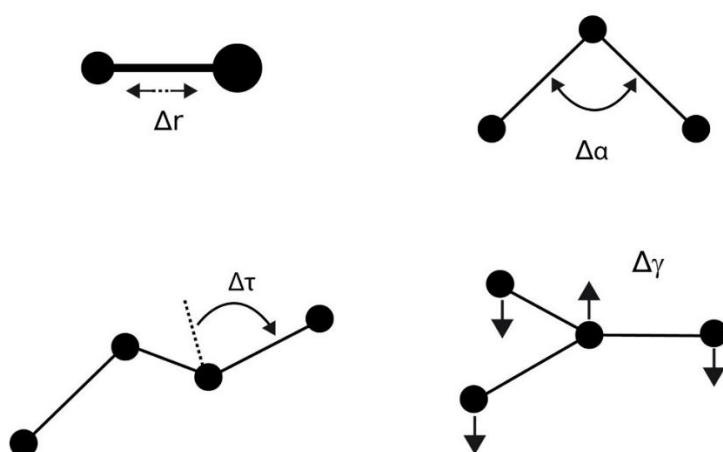
absorbidos pertenecen al IR lejano o a la región de microondas, con longitudes de onda de milímetros o centímetros. Estos espectros son importantes en la espectroscopia del espacio interestelar, donde las temperaturas son tan bajas que sólo se excitan los modos rotacionales de las moléculas.

Se demuestra que sólo pueden presentar espectros rotacionales puros las moléculas polares (formadas por átomos de diferente electronegatividad), como el monóxido de carbono CO. Las moléculas homonucleares como el H<sub>2</sub> carecen de espectros rotacionales puros, pero eso no quiere decir que no roten.

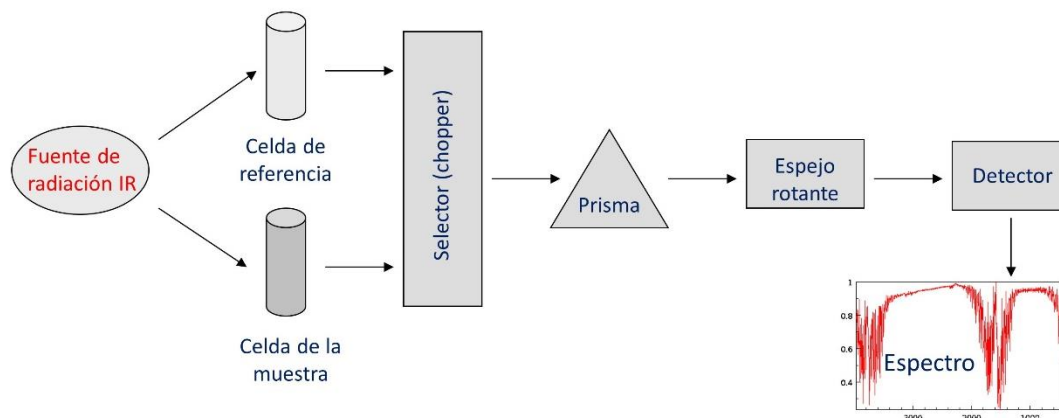
No existen transiciones vibracionales puras, ya que las moléculas no pueden vibrar sin rotar al mismo tiempo.

La intensidad de radiación en función de la frecuencia o de la longitud de onda es el espectro característico de cada átomo o molécula. Cuantos más átomos posee una molécula, más variadas son las maneras en que puede vibrar, Figura III.27.

El espectrofotómetro IR es el instrumental necesario para el registro de los espectros IR de las muestras. La Figura III.28 es un esquema simplificado de un instrumento elemental. La fuente de radiación es un cilindro metálico calentado mediante el paso de una corriente eléctrica, que emite un espectro continuo en la región del IR. La muestra contiene la sustancia de interés, sólida, líquida o gaseosa, pura o en solución. Si la muestra es una solución, la celda de referencia se llena con el solvente: si la sustancia está pura, la celda de referencia queda vacía. El selector permite que los haces provenientes de la muestra y de la referencia lleguen alternativamente al prisma, que dispersa la radiación en las diferentes frecuencias componentes. El espejo móvil hace variar las frecuencias que inciden en el detector.



**Figura III.27.** Varios modos posibles de vibración para moléculas con diferencias en el número de átomos y en las estructuras moleculares.

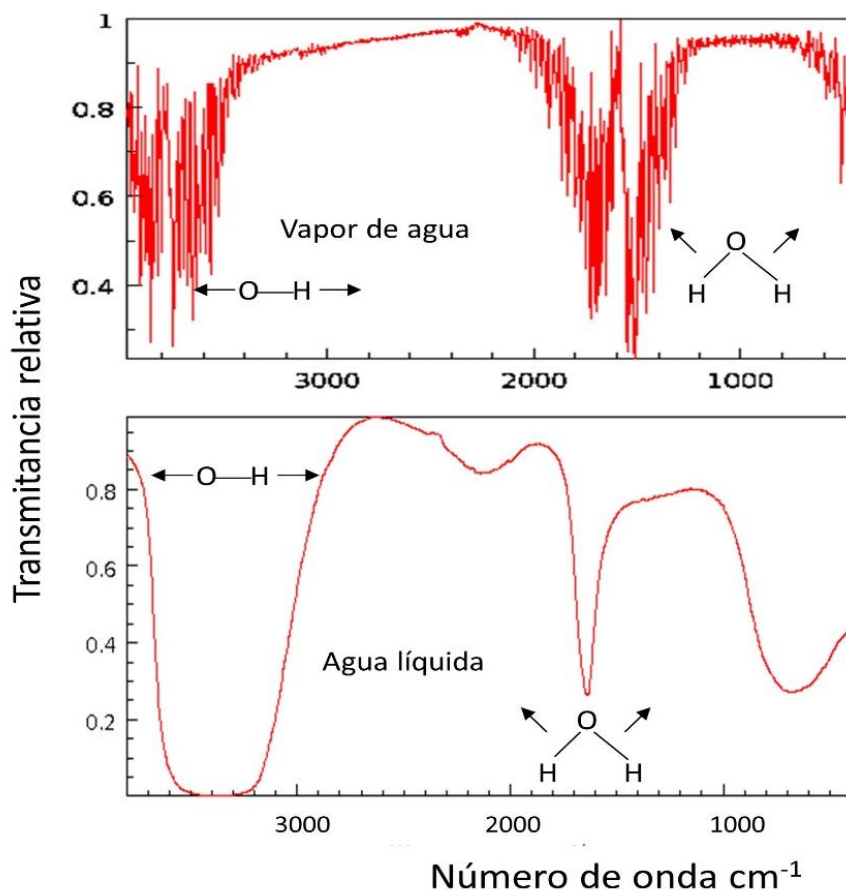


**Figura III.28.** Esquema simplificado de un espectrofotómetro IR de doble haz. El selector deja pasar alternativamente la señal de la muestra y la de la celda de referencia, el prisma descompone la luz en sus componentes, el espejo móvil cambia la frecuencia de la radiación que llega al detector. El espectro corresponde a la absorción de la muestra a la que se le ha sustraído la absorción de la celda de referencia.

El estado de agregación de la muestra incide notablemente sobre los espectros IR. Si es un sólido o un líquido, las rotaciones moleculares están restringidas y sólo se observan las bandas de absorción correspondientes a los diferentes modos vibracionales de las moléculas. Si se trata de un gas, se superpone una estructura fina de bandas muy próximas correspondientes a las transiciones rotacionales.

Contrariamente a lo que ocurre con los espectros rotacionales, las moléculas no polares poliatómicas absorben en el IR, siempre que sus uniones químicas presenten un cierto grado de polaridad. Los compuestos orgánicos presentan bandas características para grupos de átomos dentro de cada molécula, (grupos funcionales) lo que permite su identificación. El espectro de un compuesto es propio de su estructura y puede considerarse como su “huella dactilar”.

En la Figura III.29 se muestran dos espectros de absorción IR del agua. El de arriba corresponde a la fase vapor mientras que el de abajo es para el agua líquida. Los picos o bandas de absorción corresponden a diferentes modos de vibración de la molécula. Las diferencias espectrales entre ambos estados de agregación son notables y se deben a la presencia o no de transiciones rotacionales. Esto permite diferenciar el estado de agregación del agua en las nubes o en el espacio interestelar.



**Figura III.29.** Espectro de absorción IR del agua. Se observan dos bandas de absorción vibracionales. La banda de la izquierda se debe al estiramiento de las uniones -OH y la de la derecha se ha atribuido a la vibración a modo de tijera del ángulo HOH. El espectro superior, correspondiente a la fase vapor, presenta múltiples transiciones rotacionales, que han desaparecido en el espectro inferior, correspondiente al líquido. Espectros tomados del National Institute of Standards and Technology (EE.UU.) NIST Chemistry WebBook (<http://webbook.nist.gov/chemistry>).

Otros compuestos con el grupo -OH presentan también la banda de absorción correspondiente al estiramiento de la unión del hidrógeno con el oxígeno en la zona del IR comprendida entre 3.000 y 3.800  $\text{cm}^{-1}$ . La ubicación en el espectro de los picos debidos a los estiramientos depende de la masa de los átomos directamente involucrados en la unión y de la energía de la unión química. Las uniones con el H, el más liviano de los átomos, presentan las bandas vibracionales a menores valores de  $\lambda$ . En cuanto a la fuerza de las uniones, aumenta en el sentido de las uniones simples, dobles y triples, típicamente C-C,  $>\text{C}=\text{C}<$  y  $-\text{C}\equiv\text{C}-$ . Las uniones más fuertes vibran a longitudes de onda menores que las más débiles.

Todos los compuestos orgánicos y muchos compuestos inorgánicos absorben en el IR. No existen dos compuestos diferentes que presenten el mismo espectro IR. Por eso la utilidad de la espectroscopia IR es enorme. Las aplicaciones principales son:

dilucidación de estructuras de compuestos desconocidos; detección de un compuesto dado en una muestra de composición desconocida; reconocimiento de uniones intermoleculares como el puente hidrógeno<sup>6</sup> y determinación de distancias de enlace y ángulos de enlace en las moléculas.

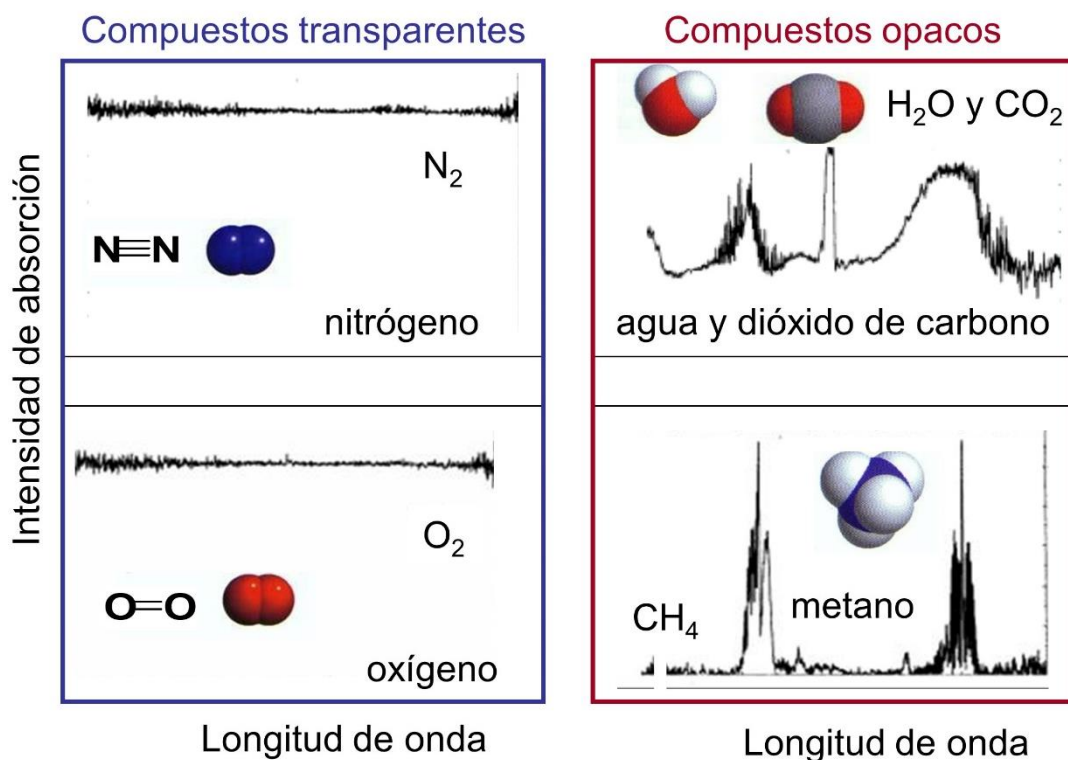
La condición para que una unión química absorba en el IR es que sea polar, de modo que el momento dipolar cambie con el estiramiento. Las moléculas diatómicas homo nucleares no absorben en el IR, lo cual es muy importante en la regulación del clima de nuestro planeta. Las cantidades de nitrógeno  $N_2$  y de oxígeno  $O_2$  en la atmósfera alcanzan el 78% y el 21% respectivamente, y son transparentes a la radiación IR por lo que ambos no tienen efecto en el calentamiento del aire por la energía solar. Tanto el  $O_2$  como el  $N_2$  no presentan bandas de absorción en el IR porque cuando vibran no se producen cambios de momento dipolar (son moléculas no polares). Por el contrario, el dióxido de carbono, el metano y el agua, en la atmósfera en muy bajas concentraciones ( $CO_2$ , 0,041%;  $CH_4$  0,0002% y  $H_2O$  aproximadamente 1%) presentan bandas de absorción muy intensas en el IR. Se los denomina gases de invernadero. De no existir estos gases, la temperatura media de la superficie terrestre sería de  $-19^\circ C$  en lugar de  $+15^\circ C$  como es en la actualidad. Otros gases cuyas estructuras moleculares justifican su carácter polar, también contribuyen al efecto invernadero, tales como los óxidos de nitrógeno, los freones, el ozono, etc.

Desde la revolución industrial en adelante, el contenido de los gases invernadero en la atmósfera se incrementa permanentemente como consecuencia de la quema de combustibles fósiles, la agricultura intensiva y las actividades industriales altamente dependientes de la energía. Esto produce, junto con otros factores, al aumento paulatino de la temperatura superficial de la Tierra, con un fuerte impacto en el clima planetario con eventos extremos, daños importantes en las comunidades y en los ecosistemas a nivel global, pero con particular gravedad en los países pobres. Este escenario, por demás complejo, se conoce como *cambio climático*.

En la Figura III.30 se muestran los espectros de absorción para los componentes transparentes en el IR,  $O_2$  y  $N_2$  y para los opacos en el IR,  $H_2O$ ,  $CO_2$  y  $CH_4$ .

---

<sup>6</sup> El puente hidrógeno se trata en detalle en VIII.4.2.



**Figura III.30.** Espectros de absorción en el IR de los principales componentes atmosféricos. **a.** Nitrógeno, **b.** Oxígeno, **c.** Suma de dióxido de carbono y agua, **d.** Metano. Las escalas de absorción se representan en unidades arbitrarias. Los números de onda pertenecen al intervalo entre 600 y 4.000  $\text{cm}^{-1}$ . Observe la ausencia de bandas de absorción en el caso del  $\text{N}_2$  y del  $\text{O}_2$ .

### III.7.3.2. Espectroscopia UV-visible

Este tipo de espectroscopia se asocia fundamentalmente a las transiciones electrónicas, generalmente la promoción de un electrón desde el nivel fundamental hacia otro de mayor energía. Si se trata de muestras atómicas, tales como gases nobles o vapores de metales, se obtienen los espectros de líneas ya discutidos. Para las moléculas, la transición electrónica va acompañada de modificaciones en los niveles vibracionales y rotacionales.

Si  $m$  y  $n$  son los estados de energía inferior y superior entre los que ocurre la transición electrónica dentro de una molécula, la frecuencia de la transición está dada por:

$$h\nu = (E_{el}^n - E_{el}^m) + (E_{vib}^n - E_{vib}^m) + (E_{rot}^n - E_{rot}^m)$$

La contribución de la transición vibracional es mucho menor que la electrónica, y la rotacional es prácticamente despreciable, además de estar ausente en líquidos

puros o soluciones, tal como ya comentamos. Todas las moléculas poseen espectros de absorción electrónicos, ya sea en el UV o en el visible. Normalmente la energía necesaria para producir una transición electrónica depende mayoritariamente de la naturaleza de los orbitales involucrados y no tanto del resto de la estructura molecular. Por lo tanto un grupo funcional como la doble unión carbono-carbono,  $>C=C<$ , siempre absorbe en la misma región espectral mientras que los sustituyentes solamente producen pequeños corrimientos. El agrupamiento de átomos responsable de la absorción se denomina *cromóforo*. Por ejemplo, el grupo  $>C=O$  en la mayoría de los aldehídos y las cetonas<sup>7</sup> presenta una absorción electrónica débil en la región de 270 a 295 nm y otra banda intensa entre 180 y 195 nm. Las moléculas con uniones carbono-carbono dobles y simples alternadas suelen tener bandas de absorción en el visible y por lo tanto son coloreadas. Este tema se analizará con mayor detalle en el Capítulo IX.

### *Ley de Lambert y Beer*

La principal aplicación de la espectroscopia UV visible es la cuantificación de componentes de interés en muestras líquidas o gaseosas. La ley de Lambert y Beer establece que el logaritmo decimal de la relación entre la intensidad de la radiación a una dada longitud de onda que incide sobre la muestra,  $I_0$ , y la intensidad de la luz que emerge después de haberla atravesado,  $I$ , es directamente proporcional a la concentración de la sustancia absorbente,  $C$ , y al espesor de la cubeta que contiene la muestra (camino óptico)  $b$ . La constante de proporcionalidad se denomina *absortividad*,  $a$ , y su valor depende de la longitud de onda o frecuencia de la luz incidente, de la especie absorbente y de las unidades utilizadas para expresar la concentración. El logaritmo del cociente de intensidades se conoce como la *absorbancia*  $A$  de la solución.

$$A = \log I_0/I \qquad A = a b C$$

Para la determinación de concentraciones se trabaja con una curva de calibración de  $A$  en función de  $C$ , realizada con diluciones sucesivas de una muestra patrón de concentración conocida.

Otras aplicaciones de la espectroscopia UV visible tienen que ver con la determinación de propiedades fisicoquímicas, tales como las constantes de equilibrio

---

<sup>7</sup> Los grupos funcionales de los compuestos del carbono se discuten en el Capítulo VII.

de reacciones químicas, siempre que el reactivo y el producto absorban en diferentes zonas del espectro.

### *III.7.3.3. Otras técnicas*

Actualmente se dispone de un conjunto de técnicas instrumentales muy poderosas para el estudio de las moléculas, sus estructuras y propiedades. La espectroscopia Raman utiliza la zona IR del espectro, pero trabaja con una luz monocromática que no es absorbida por la muestra sino que es dispersada. Se obtiene otro espectro de líneas, único para cada compuesto. Otra técnica muy usada es la Resonancia Magnética Nuclear. Las señales derivan de las interacciones de los campos magnéticos de los núcleos atómicos con un campo magnético exterior. Esta técnica es muy poderosa para la determinación de estructuras.

## **III.8. Algunas técnicas no espectroscópicas**

### III.8.1. Espectrometría de masas

Esta técnica permite identificar moléculas por medio de la medición de las masas de las moléculas completas o de sus fracciones, siempre que estén cargadas eléctricamente. Se parte de una pequeñísima cantidad de muestra, se vaporiza y se la bombardea con un haz de electrones de baja energía. Esto produce iones positivos, formados a partir de la molécula original por pérdida de electrones o por ruptura de uniones químicas, en cuyo caso la molécula se fragmenta en dos o más pedazos. Posteriormente, la aplicación de campos eléctricos y magnéticos segrega los iones según su relación masa/carga ( $m/e$ ). Se obtienen un conjunto de haces de iones, cada uno con la misma relación  $m/e$ , que son desviados por los campos electromagnéticos en distintos ángulos. De esta forma impactan sobre distintas regiones del detector produciendo señales claramente diferenciadas. La intensidad de cada señal es proporcional a la cantidad de iones que impactan en el detector. Esta técnica es extremadamente sensible, de modo que pueden diferenciarse isótopos de un mismo elemento. La espectrometría de masas suele adosarse a otros equipos, como la cromatografía gaseosa, para constituir una poderosa herramienta de identificación y cuantificación de compuestos. Esta técnica, con algunas variantes, fue usada en el Proyecto Avogadro para determinar la composición isotópica del silicio usado en la construcción de la esfera.

### *III.8.2. Microscopía Óptica*

Los microscopios utilizan la propiedad de reflexión, difracción y refracción de la luz para lograr, mediante el uso apropiado de lentes, la amplificación de imágenes que por su pequeño tamaño son inaccesibles al ojo humano.

Todos estamos familiarizados con el microscopio óptico, cuya fuente de iluminación es la luz visible. Ésta pasa a través de una secuencia de lentes de cristal, que en un microscopio clásico son el ocular, el objetivo y el condensador. Entre los tres la imagen es captada, ampliada y enfocada para su apreciación directa por el ojo o para ser registrada por algún dispositivo digital.

Los microscopios ópticos han contribuido enormemente a la comprensión de las estructuras a nivel microscópico, ya que su rango de observación se centra en los micrómetros. Ha sido una técnica fundamental para el desarrollo de la biología, y sigue siendo de enorme utilidad en la caracterización de numerosos microorganismos.

### *III.8.3. Microscopía Electrónica*

Existe una limitación intrínseca de los microscopios ópticos, y es que no es posible visualizar objetos cuyas dimensiones sean próximas o menores que la longitud de onda de la luz incidente.

La forma de lograr mayores aumentos es mediante la utilización de longitudes de onda menores, pero que a su vez no posean energías tan altas que puedan destruir la muestra.

Una alternativa a la microscopía óptica desarrollada en 1930 se basa en el principio de dualidad onda – partícula de L. de Broglie. Como antes mencionamos, este principio establece que la onda asociada a una partícula en movimiento tiene una longitud de onda  $\lambda = h/mv$ , donde  $h$  es la constante de Planck,  $m$  es la masa de la partícula y  $v$  es la velocidad a la que se desplaza. Cuanto mayor es la masa de la partícula, menor es la longitud de onda asociada. La masa de los electrones es lo suficientemente grande (en términos relativos) para que la onda asociada tenga una longitud de onda considerablemente menor que la de la luz visible. Con la onda asociada al electrón se ha desarrollado la microscopía electrónica, bajo sus diferentes modalidades. Esta poderosa herramienta ha permitido la observación de estructuras por debajo del micrómetro y aún en la escala de los nanómetros con una increíble resolución. Los microscopios electrónicos convencionales permiten alcanzar ampliaciones hasta 5000 veces más potentes que los mejores microscopios ópticos.

El rayo de la luz incidente propio de los microscopios ópticos ha sido reemplazado, en los microscopios electrónicos, por un haz de electrones generados



por una fuente apropiada. Se utilizan diferencias de potencial muy altas para acelerarlos y se enfocan por medio de lentes, que en este caso están formadas por electroimanes. Las muestras se preparan de diferente forma según la modalidad de la microscopía. El efecto de ampliación se logra mediante un sistema de “lentes” magnéticas, y la imagen se guarda digitalmente en una computadora, donde además se les atribuye colores falsos. Las ondas asociadas a los electrones son totalmente incapaces de producir color, una propiedad reservada solamente a la radiación electromagnética del espectro visible.

Hay dos tipos importantes de microscopía electrónica: de barrido y de transmisión.

#### *Microscopía Electrónica de Barrido*

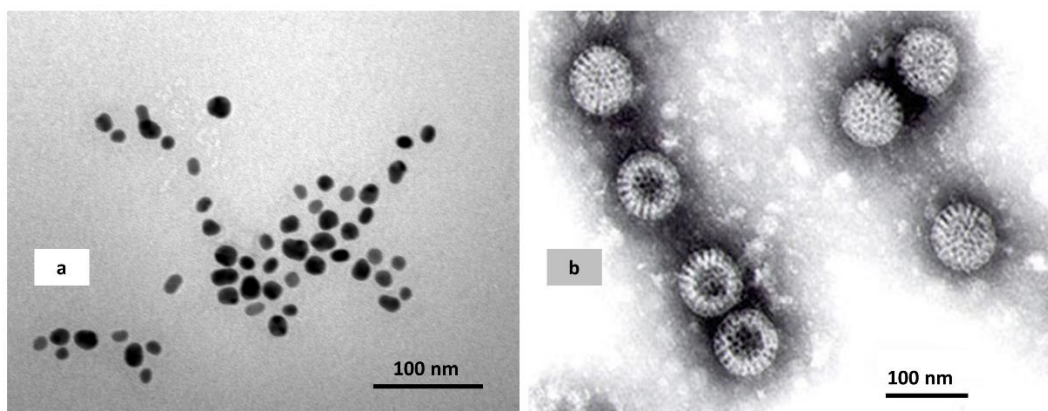
En esta técnica, más conocida por su sigla en inglés, SEM (de *Scanning Electron Microscopy*), el haz de electrones recorre (barre) la superficie de la muestra, la que necesariamente debe ser conductora de la electricidad. Si el objeto a analizar no es conductor, como es el caso de las estructuras biológicas, la conductividad se logra depositando metal vaporizado sobre la superficie, con lo que la muestra queda recubierta con una capa metálica conductora lo suficientemente delgada como para no borrar los detalles estructurales. Se obtienen imágenes tridimensionales con un poder de resolución del orden de pocos nanómetros, según el tipo de microscopio. En la Figura III.31 se muestra la imagen tridimensional de un ácaro.

#### *Microscopía Electrónica de Transmisión*

Conocida como TEM por su sigla inglesa (*Transmission Electron Microscopy*), esta técnica permite analizar muestras ultradelgadas o partículas de dimensiones nanoscópicas, como las nanopartículas coloidales. El haz de electrones incidente es reflejado en parte, pero una fracción importante atraviesa la muestra y produce imágenes ampliadas cientos de miles de veces. En la Figura III.32 se muestran dos imágenes obtenidas por TEM, una de nanopartículas metálicas y la otra de un tipo particular de virus.



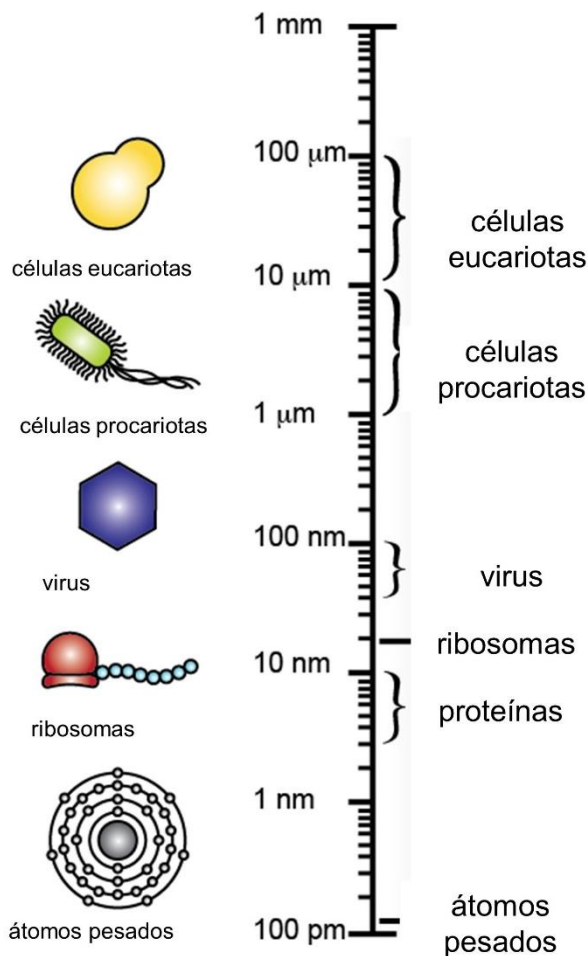
**Figura III.31.** Ácaro amarillo, *Lorryia formosa*, presente en las plantas de cítricos. El arácnido fue congelado en su hábitat, recubierto de una capa de oro y registrado mediante Microscopía Electrónica de Barrido. La imagen ha sido ampliada 850 veces. Se destacan los detalles superficiales.



**Figura III.32.** Imágenes obtenidas por Microscopía Electrónica de Transmisión. **a.** Nanopartículas de oro en una dispersión coloidal, sintetizadas por Juan C. Fraire en el Departamento de Físicoquímica de la Facultad de Ciencias Químicas de la UNC. **b.** Imágenes de rotavirus obtenidas por la Agencia de Protección Ambiental de EE.UU., (EPA USA). El nombre de estas partículas virales deriva de su apariencia de rueda. En ambas imágenes se indica la escala de 100 nm.

## Microscopía Electrónica de Transmisión de Alta Resolución

HRTEM, (del inglés *High-Resolution Transmission Electron Microscopy*), es una variante que permite obtener imágenes de una capacidad de resolución inigualable, ya que resuelve estructuras cristalógicas a nivel molecular y atómico, con una resolución que se acerca a las centésimas de nanómetro. La clave de este nivel de resolución está en la posibilidad de corregir las aberraciones esféricas y cromáticas de las imágenes, mediante poderosas herramientas computacionales e instrumentales. La técnica ha permitido registrar estructuras cristalinas y de defectos en los cristales, siempre que se procesen las imágenes desde diferentes ángulos para poder reconstruir una visión tridimensional del cristal. A esta técnica suele llamársela cristalografía de electrones. Un punto débil de la técnica es que las imágenes son fuertemente influenciadas por los métodos de corrección de aberraciones. La Figura III.1, y más adelante en el capítulo IV, las Figuras IV. 13 y IV.14, muestran imágenes obtenidas por HRTEM. En la Figura III.33 se muestra un esquema de los límites de resolución de la Microscopía Electrónica.



**Figura III.33.** Límite de resolución de la Microscopía Electrónica.

#### III.8.4. Cristalografía de Difracción de Rayos X

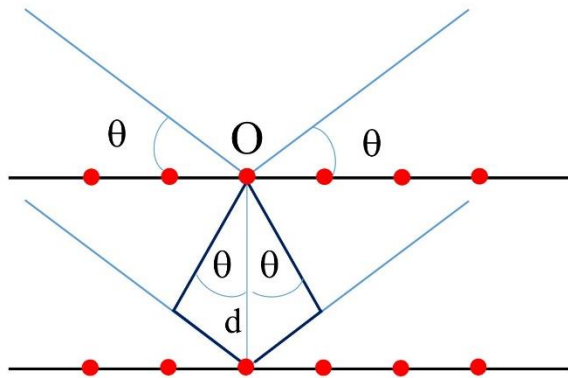
En el punto III.4.1 vimos cómo las redes de difracción permiten calcular, mediante patrones de difracción adecuados, el espaciamiento entre las ranuras de la red,  $a$ , con la condición de que dichas distancias sean del mismo orden de magnitud que la longitud de onda  $\lambda$ . Para el caso de la luz visible, cuyo intervalo de  $\lambda$  varía entre 400 y 800 nm,  $a$  es del orden de los micrómetros. Según lo anterior, si  $\lambda$  disminuye, el espaciamiento entre las ranuras deberá también disminuir.

Los rayos X se extienden en un intervalo de longitudes de onda que incluye los valores de los espaciamientos de los planos atómicos en los sólidos, y sobre esa base su difracción es una herramienta poderosa para determinar la estructura a nivel atómico de los materiales, siempre que estén en estado cristalino: cristales iónicos, moléculas orgánicas y biológicas cristalizadas.

Los planos de átomos en un cristal se repiten periódicamente y se comportan como las ranuras en una red de difracción. La radiación que incide sobre las nubes electrónicas de los átomos es reflejada en diferentes direcciones, produciéndose interferencias positivas y negativas. Así se genera un patrón de difracción que, matemáticamente analizado, permite arribar a una estructura posible del cristal a nivel atómico. Si se conoce la longitud de onda de los rayos X incidentes, se puede determinar el espaciamiento interatómico midiendo los ángulos de difracción. Se requieren detectores adecuados de rayos X.

El inicio del desarrollo de la cristalografía de rayos X, en 1912, es debido a Max von Laue. En sus investigaciones sobre los rayos X trataba de dilucidar si se trataba de un haz de partículas, como la radiación  $\beta$  (compuesta de electrones) o si los misteriosos rayos eran ondas, como la luz. Tal es el caso, y von Laue pudo establecerlo por medio del patrón de difracción que obtuvo al irradiar un cristal de sulfato de cobre. Estudios posteriores a cargo de W. H. Brag y W. L. Brag confirmaron estos resultados. Ambos investigadores, padre e hijo, consideraron a la difracción como consecuencia de la reflexión de los rayos X sobre los átomos ubicados en planos atómicos paralelos del cristal, tal como se muestra en la Figura III.34

Debido a la naturaleza repetitiva del cristal, estos planos estarían separados entre sí por distancias constantes,  $d$ , equivalentes a la distancia entre las ranuras de una red de difracción.



**Figura III.34.** Esquema de la difracción resultado de la reflexión de rayos X sobre átomos situados en dos planos paralelos de un cristal.

Tal como discutimos en el punto III.4.1, la observación de un máximo de intensidad está supeditada a que las ondas reflejadas por los planos atómicos periódicos lleguen en fase al detector. Para esto es necesario que las diferencias entre las distancias que recorren sean iguales a un número entero de longitudes de onda,  $m\lambda$ . Si se comparan los recorridos de los haces que inciden sobre O el primer plano y sobre G el segundo, vemos que la diferencia equivale a la suma de los segmentos FG + GH, iguales entre sí

$$FG + GH = 2 FG = m\lambda$$

De acuerdo con la figura,

$$\text{sen } \theta = FG / d$$

y, por lo tanto,

$$2 d \text{ sen } \theta = m \lambda \quad m = 1, 2, 3, \dots$$

La expresión anterior es la ley de difracción de Bragg. Si se conoce la longitud de onda de la radiación de rayos X y se miden correctamente los ángulos de difracción, será posible conocer la distancia entre sus planos atómicos del cristal. Los ángulos de difracción  $\theta$  dependen sólo de la geometría de la red, y no de la naturaleza de los átomos. Si se la compara con la ecuación para la difracción de múltiples rendijas, observamos que en este caso se duplica el valor del seno del ángulo.

La técnica se ha desarrollado considerablemente gracias a los ordenadores de alta capacidad que permiten el procesamiento de patrones de difracción cada vez más complejos, como así también a la disponibilidad de fuentes muy potentes de rayos X, como los sincrotrones.

La cristalografía de rayos X es muy importante en la determinación de estructuras, para la ciencia de los materiales, la metalurgia, los controles de calidad, etc. Ha sido fundamental para la determinación tanto de estructuras poliméricas y de macromoléculas orgánicas como para moléculas biológicas tales como el ácido desoxirribonucleico (ADN) y muy especialmente, las proteínas.

La cristalografía de rayos X de alta precisión es la técnica que permitió medir las dimensiones de la celda unidad en el monocristal de Si 28, estimada en 0,357 nm, tal como discutimos en el punto II.5.4.

### III.9. ¿Tienen historia los átomos?

Los átomos son partículas muy estables, y parecen ser eternos. ¿Han existido desde siempre o hubo un comienzo para ellos? ¿Tienen historia los átomos? Terminaremos este capítulo, dedicado a la materia con una respuesta cualitativa y muy simplificada a estas preguntas.

#### III.9.1. *La nucleosíntesis primordial*

Según las teorías actualmente aceptadas, el universo tuvo un principio, evoluciona, y los átomos están ligados al devenir temporal del cosmos: una historia que los involucra.

El *Big Bang* y sus modificaciones es un modelo que permite explicar el origen del universo y también el de los átomos, ya que la formación de ambos está indisolublemente asociada. El modelo fue desarrollado, en su primera versión, por Alexander Friedman, Georges Lemaître y Georges Gamow entre 1922 y 1927.

El universo habría comenzado en una gran explosión. Una fracción de segundo increíblemente pequeña después del comienzo, el universo era una especie de “sopa” cósmica donde la temperatura y la presión alcanzaron valores extremadamente elevados. No existía una distinción clara entre materia y radiación, podría decirse que se trataba de energía pura. Este universo, ultra pequeño, inconmensurablemente denso y caliente, se expandió a una gran velocidad (teoría inflacionaria) para luego seguir expandiéndose a un ritmo menor y que aún continúa. Esta expansión seguida de enfriamiento determinó que sucesivamente se materializaran las partículas en orden decreciente de masa. Por fusión los cuarks dieron lugar a los protones primero y a los neutrones después, antes de que concluyera el primer segundo desde el

comienzo del *Big Bang*. Los electrones se materializaron más tarde, cuando la edad del universo se acercaba a los cien segundos. Posteriormente los neutrones y parte de los protones se asociaron para formar núcleos de deuterio y de helio, proceso que se conoce como *nucleosíntesis primordial*.

Las ecuaciones del modelo del *Big Bang* permiten estimar las abundancias relativas de los núcleos formados al final de la nucleosíntesis primordial, cuando el universo tenía poco más de dos minutos y medio de historia. Para entonces la temperatura había descendido a cien millones de grados. Con la culminación de esta fase, la sopa cósmica inicial quedó claramente organizada en materia y energía, con el siguiente balance: 74% de núcleos de  $H$  (protones), 24% de núcleos de  ${}^4He$  (partículas  $\alpha$ ), 1% de núcleos de deuterio (D, isótopo del hidrógeno cuyo núcleo posee un electrón y un neutrón) y los isótopos  ${}^3He$  y  ${}^7Li$ . Una semana después del *Big Bang*, la temperatura había descendido a 17 millones de grados, un 10% superior a la temperatura actual del centro del Sol, y la presión alcanzaba a mil millones de veces la atmosférica. Un año después, la temperatura había caído a 2 millones de grados.

El universo era totalmente opaco porque los electrones en libertad absorbían y reemitían los fotones permanentemente. Lo que siguió fue una época de calma que duró varios cientos de miles de años. Para entonces las temperaturas habían descendido por debajo de los 4.000 K, y por lo tanto los núcleos estaban en condiciones de atrapar electrones para formar los primeros átomos. El universo se transformó en un gas tenue de átomos de hidrógeno. En un proceso equivalente las partículas  $\alpha$  capturaron electrones y generaron átomos de helio. Como ya discutimos, los electrones libres absorben los fotones de prácticamente cualquier longitud de onda, mientras que, si están confinados en los átomos, sólo absorben los fotones con energías coincidentes con las diferencias de energía entre los niveles electrónicos entre los que ocurre la transición. La densidad de los átomos de hidrógeno y helio en el universo era y es extremadamente baja, de modo que los fotones absorbidos constituyen una fracción muy pequeña del total. El cosmos se inundó de fotones en libertad que comenzaron su recorrido por el universo a la velocidad de la luz. El espacio se volvió transparente e intensamente luminoso, tanto como la superficie del Sol.

La expansión cósmica ha continuado enfriando el universo y aumentando su radio. En consecuencia, la longitud de onda de los fotones liberados al formarse los primeros átomos fue alargándose, hasta que abandonaron la región espectral del visible, después la del infrarrojo, y la noche, antes pletórica de luz, se volvió negra. Trece mil setecientos millones de años después estos fotones, predichos por Gamow en 1948, fueron descubiertos por Wilson y Penzias en 1965. Constituyen la radiación

cósmica de fondo, cuya longitud de onda actual corresponde a la región de microondas del espectro electromagnético.

La nucleosíntesis primordial aporta una tabla periódica muy limitada, ya que sólo contiene hidrógeno, helio y algo de litio.

### *III.9.2. El origen del resto de los elementos de la Tabla Periódica*

Los análisis espectroscópicos de la luz que llega del espacio exterior indican abundancias relativas en masa del 74% para el hidrógeno, que junto al helio dan cuenta de más del 98% de la materia visible, formada con anterioridad a la aparición de las estrellas. El oxígeno (1,4%), el carbono (0,46%), el neón (0,13%), el hierro (0,11%) y el nitrógeno (0,096%) siguen en abundancia, y el resto está dado por los demás elementos de la Tabla Periódica, en cantidades relativamente muy pequeñas. Como ya comentamos, el hidrógeno y la mayor parte del helio se formaron en los primeros estadios del *Big Bang* ¿Y el resto de los elementos químicos?

Las estrellas no son eternas. Mientras algunas se están formando, otras declinan y acaban su ciclo. Entre comienzo y final atraviesan sucesivos estadios, en los que se sintetizan los núcleos atómicos de los elementos químicos mediante el proceso de fusión nuclear. Todos los elementos de número atómico mayor que el del He se han originado en el interior de las estrellas, con excepción de Litio, Berilio y Boro, que se forman en el espacio interestelar, por interacción con los rayos cósmicos. Estos misteriosos rayos consisten en partículas de alta energía, que se mueven a gran velocidad. La mayor parte del helio proviene del *Big Bang*, pero también sigue formándose durante la evolución de las estrellas.

En el corazón de estrellas de tamaño modesto como nuestro Sol se fusionan núcleos atómicos de hidrógeno para dar helio, y probablemente allí terminen sus posibilidades de generar núcleos más pesados. La fusión de 4 H para formar He libera enormes cantidades de energía, que llega a nosotros como energía radiante o energía solar.

Si las estrellas son un poco más masivas que el Sol, posteriormente el helio se fusiona para formar sucesivamente carbono, oxígeno, nitrógeno, e incluso, núcleos atómicos más masivos.



*Las estrellas de poca masa generan elementos livianos (números atómicos bajos), las estrellas de masas intermedias sintetizan elementos de masas intermedias y las estrellas muy masivas producen los elementos de mayor masa y número atómico.*

Se postula que para la formación de los elementos más masivos de la Tabla Periódica se necesitan eventos de muy alta energía, como los que involucran choques de estrellas de neutrones o agujeros negros.

Cuando cesan los ciclos de fusión nuclear, las estrellas se vuelven inestables y dispersan los elementos sintetizados como polvo y gas en el medio interestelar, que gradualmente va enriqueciendo su composición. Se forman estructuras conocidas como nebulosas planetarias, aunque nada tienen que ver con los planetas. En la Figura III.35 se muestran cuatro nebulosas planetarias. Los colores no son reales y se utilizan para indicar los distintos gases incandescentes enriquecidos por los elementos sintetizados en el núcleo de la estrella y que fueron expulsados al espacio exterior.

Las estrellas muy masivas terminan su vida en eventos violentos, conocidos como explosiones de supernovas, durante los cuales se sintetizan los núcleos de mayor masa que el hierro, ya no por fusión de núcleos más livianos sino por un proceso conocido como captura neutrónica. Lo que queda de estas explosiones son gigantescas masas de polvo y de gas, nebulosas de formas muy diversas que contienen los elementos químicos producidos a lo largo del proceso evolutivo de la estrella. El conjunto de los procesos de nacimiento, evolución y muerte de las estrellas de distintas masas determina la formación de prácticamente todos los elementos de la Tabla Periódica, excepto los de mayor número atómico, para los que posiblemente sean necesarios, como ya mencionamos, eventos de mayor energía aún, como la colisión de estrellas de neutrones.

Los átomos de H presentes en la materia orgánica de la biosfera tienen la edad del universo, los demás átomos son tan viejos como las estrellas moribundas que los expulsaron al espacio. La vida está indisolublemente unida al comienzo, evolución y final de las estrellas. En cada átomo está escrita la historia del universo desde sus comienzos, estimada en trece mil setecientos millones de años. Esto no es una metáfora sino la realidad, al menos mientras tengan vigencia los modelos actuales.



**Figura III.35.** Cuatro nebulosas planetarias en las vecindades del sistema solar, NGC 6543 o del Ojo de Gato, NGC 7662, NGC 7009 y NGC 6826 registradas por el Observatorio de Rayos X Chandra y el Telescopio Espacial Hubble. Las emisiones de Rayos X se han coloreado de púrpura y las de luz visible en rojo, verde y azul. La sigla NGC corresponde a *New General Catalogue* (Nuevo Catálogo General), un sistema de clasificación de cuerpos celestes que data de 1880.

## ACTIVIDADES DEL CAPÍTULO III

### III.10. Actividades con lápiz y papel. Para pensar la materia y sus propiedades

#### III.10.1. Las ondas

1. Esquematice una onda y marque sobre ella la amplitud, la longitud de onda y los nodos.
2. Comente las relaciones que existen entre la frecuencia, la longitud de onda y el número de onda en la luz monocromática y en una onda de agua. ¿Cuáles son las similitudes y las diferencias entre ambas?
3. Para la radiación electromagnética, comente las relaciones existentes entre la energía, la frecuencia, el número de onda, el periodo y la longitud de onda.
4. ¿Cuál es el máximo valor de velocidad que puede existir en el mundo físico?

#### Interacciones entre las ondas

5. Comente las principales características de los fenómenos de reflexión y refracción. ¿En qué casos estos fenómenos se combinan?
6. Esquematice los rayos reflejados y refractados cuando la radiación de una dada longitud de onda, que se propaga en el aire, incide sobre una placa de cristal de paredes paralelas, sabiendo que el índice de refracción del cristal es mayor que el del aire.
7. Un haz de luz monocromática incide con  $\vartheta_1 = 30^\circ$  sobre un material transparente de índice de refracción  $n = 1,5$ . ¿Cuánto vale el ángulo de reflexión? ¿Y el de refracción? ¿A qué velocidad se propaga la luz monocromática en ese medio?
8. ¿Cómo debe ser el grado de desfase de dos ondas de igual longitud de onda para que se produzca interferencia positiva, negativa, parcialmente negativa y parcialmente positiva?
9. Interprete físicamente la ecuación  $X_n = \frac{1}{2} n \lambda$  para los puntos  $X_n$  de los nodos, donde interfieren dos ondas de igual longitud de onda.

#### Prismas

10. Esquematice el camino óptico de un haz de luz formado por la suma de dos componentes de  $\lambda_1 > \lambda_2$ , cuando incide sobre la cara de un prisma.
11. ¿Por qué se dice que reflexión y refracción están acopladas?

12. ¿Por qué los prismas son capaces de descomponer la luz blanca? ¿Cuál o cuáles fenómenos ocurren en este dispositivo?

### *Interferencia*

13. Comente las características generales del principio de superposición de las ondas. Comente los fenómenos observados cuando dos frentes de onda de igual  $\lambda$  se encuentran en un mismo punto del espacio. Explique qué se entiende por interferencia constructiva y destructiva.

### *Difracción*

14. Discuta las características del proceso de difracción de ondas, y las principales diferencias con la reflexión y la refracción.
15. Comente el diagrama de interferencia de Young para ondas de agua difractadas por dos rendijas, y analice la aparición de máximos de intensidad y de nodos.
16. Discuta las características de los patrones de difracción para dispositivos de una, dos, y múltiples rendijas. ¿Cuáles son las ventajas de este último con respecto al de dos rendijas?
17. Analice la siguiente expresión y el significado de los parámetros involucrados. ¿Para qué tipo de dispositivos se aplica?

$$a \sin \vartheta = m \lambda$$

18. ¿Qué es una red de difracción? ¿qué características de construcción debe cumplir? ¿cuáles son sus ventajas con respecto a los prismas para lograr la separación de los componentes de la luz blanca?

### *III.10.2. Los átomos y las moléculas*

#### *Átomos*

1. Busque información bibliográfica acerca de los modelos atómicos que históricamente contribuyeron a la comprensión actual de la estructura de la materia y señale las principales contribuciones de cada uno de ellos.
2. Complete los datos de la Tabla III.2:

| Isótopo    | Número de protones | Número de neutrones | Número de electrones | Z | A  |
|------------|--------------------|---------------------|----------------------|---|----|
| Sodio      | 11                 | 12                  |                      |   |    |
| Potasio    |                    | 20                  | 19                   |   |    |
| Carbono 12 |                    |                     |                      | 6 | 12 |
| Carbono 14 |                    | 8                   |                      | 6 |    |
| Oxígeno 16 | 8                  |                     |                      |   | 16 |
| Oxígeno 18 |                    | 10                  | 8                    |   |    |

**Tabla III.2.** Números característicos de algunos isótopos

- ¿Cuáles son los números cuánticos del electrón del átomo de hidrógeno en su estado fundamental? Ídem, para el átomo excitado en el nivel con  $n = 3$ .
- Considere la estructura electrónica de los átomos multielectrónicos ¿Cuál es su dependencia de los números cuánticos?
- Comente el significado físico de un orbital atómico y las principales diferencias con una órbita de Rutherford.
- Comente la inexactitud y la inconveniencia desde el punto de vista didáctico de dibujar puntitos sobre la representación gráfica de los orbitales para indicar la presencia de electrones.
- Esquematice los orbitales s y p. Discuta las principales propiedades de los orbitales en términos probabilísticos.
- Utilice las casillas cuánticas para escribir la configuración electrónica de los siguientes elementos químicos:  ${}^4\text{Be}$ ,  ${}^7\text{N}$ ,  ${}^{12}\text{Mg}$ ,  ${}^{15}\text{P}$ ,  ${}^{17}\text{Cl}$ ,  ${}^{18}\text{Ar}$ ,  ${}^{20}\text{Ca}$ ,  ${}^{26}\text{Fe}$ ,  ${}^{35}\text{Br}$ .
- Indique el valor de los cuatro números cuánticos para todos los electrones del  ${}^6\text{C}$  en su estado fundamental.

### Moléculas

Comente los siguientes puntos:

- Características de los orbitales moleculares  $\sigma$ . ¿Qué tipo de orbitales atómicos los pueden formar?
- Ídem para los orbitales  $\pi$ .
- Orbitales moleculares híbridos.
- Geometrías de los orbitales híbridos  $sp$ ,  $sp^2$  y  $sp^3$ , y cómo inciden en la estructura de las moléculas.

### *III.10.3. Las moléculas en movimiento, la espectroscopia y otras técnicas no espectroscópicas*

1. Enuncie la Condición de Frecuencia de Bohr y comente su significado.
2. ¿Qué condición energética debe cumplir un fotón para ser absorbido por un átomo? Explique las diferencias y similitudes entre los espectros atómicos de líneas de absorción y de emisión. ¿Qué información aportan?
3. Comente las principales características de los movimientos traslacionales, rotacionales y vibracionales de las moléculas.
4. ¿Por qué los espectros IR dan información sobre la estructura de los grupos funcionales de las moléculas?
5. ¿Cuáles son las principales diferencias entre los espectros IR del agua sólida y vapor? Explique cualitativamente a qué tipo de procesos se deben los picos y las bandas observadas.
6. ¿Cómo se logra conocer la composición atómica y molecular de las nubes frías de gas y polvo que se encuentran en nuestra Galaxia?
7. ¿A qué se debe la altísima resolución de los microscopios electrónicos?
8. Las redes de difracción convencionales pueden separar los distintos componentes de la luz visible. ¿Podría separar los componentes de la luz ultravioleta usando el mismo dispositivo? Justifique.
9. Comente los fundamentos de la difracción de rayos X. ¿Por qué la técnica es útil para dilucidar estructuras cristalinas?

### *III.10.4. El carácter universal de la materia*

Discuta los siguientes puntos:

1. Los modelos y su utilidad en el estudio de la naturaleza.
2. Qué se entiende por universo observable.
3. Diferencias entre las propiedades de un átomo de carbono presente en la mina de un lápiz y otro que se encuentra en un meteorito carbonáceo que llegó a la Tierra desde el espacio exterior.
4. Cómo se confirma que en la atmósfera del Sol existen átomos de sodio idénticos a los de un salero de mesa.
5. La suposición errónea que en otros cuerpos celestes del sistema solar existan átomos formados por partículas subatómicas diferentes de los protones, neutrones y electrones.

6. El origen aceptado para los átomos de hidrógeno presentes en el agua de los océanos.
7. Ídem, para los átomos de oxígeno.
8. Los elementos de la Tabla Periódica formados en las primeras etapas del *Big Bang*.
9. Vinculación entre la formación de los primeros átomos y la aparición de la luz cuando la edad del universo era alrededor de 400 000 años.
10. Dónde se formó el hierro responsable del color rojo de nuestra sangre.
11. Cómo se piensa que se formaron los diferentes elementos de la Tabla Periódica más masivos que el Litio.

### **III.11. Actividades para meter las manos**

En los experimentos que se proponen a continuación usaremos discos compactos, CD o DVD. Éstos constan de varias capas, pero interesan dos: una plástica de policarbonato de 1,2 mm de espesor, y otra de aluminio reflectante que la recubre. Sobre la capa de policarbonato ha sido tallado un surco en forma de espiral. Cada vuelta de esta espiral se separa de la siguiente por una distancia aproximada de 1,6 micras. Sobre este surco se graba la información, mediante una secuencia de “pozos” y “valles” diminutos.

Los CD son sumamente convenientes dado que su interlineado es muy regular y las líneas están muy próximas. Se ha evaluado que la densidad de líneas es de alrededor de 640 líneas/mm con pequeñas variaciones según las marcas de los CD.

Esta estructura crea patrones de difracción por reflexión de cualquier fuente de luz, y su poder de dispersión es tan alto que pueden observarse los espectros de la luz blanca a simple vista. Figura III.36.a.

#### *III.11.1. Si Newton hubiera tenido un CD...*

Con la ayuda de un CD, a Newton le hubiera sido más fácil darse cuenta de que la luz blanca estaba compuesta por la suma de luces de diferentes colores. Pero no tenía algo así, y tuvo que fabricar sus prismas. Como ya discutimos en el punto III.4.1.1, al incidir la luz blanca sobre una de las caras del prisma, se observa la refracción de la luz, que se dispersa en una secuencia maravillosa de colores. Al iluminar un CD con luz blanca observaremos prácticamente lo mismo, aunque el fenómeno dispersivo en este caso ocurre por reflexión y difracción.

### Elementos a utilizar

CD o DVD, virgen o grabado

Hilo para atar

Pantalla de proyección o cualquier superficie blanca, como una pared.

Un teléfono celular con cámara fotográfica.

### Procedimiento

1. Atar un hilo al CD o DVD y colgarlo cerca de una ventana, aproximadamente a 1 m de distancia.
2. Mover el CD hasta dar con el ángulo adecuado entre su superficie y la luz del sol de modo que los colores obtenidos incidan sobre la pantalla.
3. Fotografiar el patrón de difracción obtenido.

Observar la secuencia de los colores y comparar con los de la Figura III.5. ¿A qué conclusiones se puede llegar?

La secuencia de colores observados con el CD nos recuerda a un pequeño arcoíris, pero, en realidad, el origen de los dos fenómenos es diferente. El arcoíris es consecuencia de la iluminación, con el ángulo adecuado, de pequeñas gotas de agua suspendidas en el aire después de una lluvia. Al atravesar la gota, la luz se difracta y se refleja en su totalidad sobre la cara interna opuesta, atraviesa la gota en dirección contraria y se difracta nuevamente para volver al aire. En el caso del CD, la dispersión de la luz en diferentes colores es causada por la reflexión y difracción sobre las ranuras de la superficie.

#### *III.11.2. Medición de la separación de las pistas de un disco compacto*

El espaciamiento de las pistas de un CD puede medirse a partir del patrón de difracción obtenido cuando se hace incidir sobre su superficie un haz de luz monocromática, láser, preferentemente.

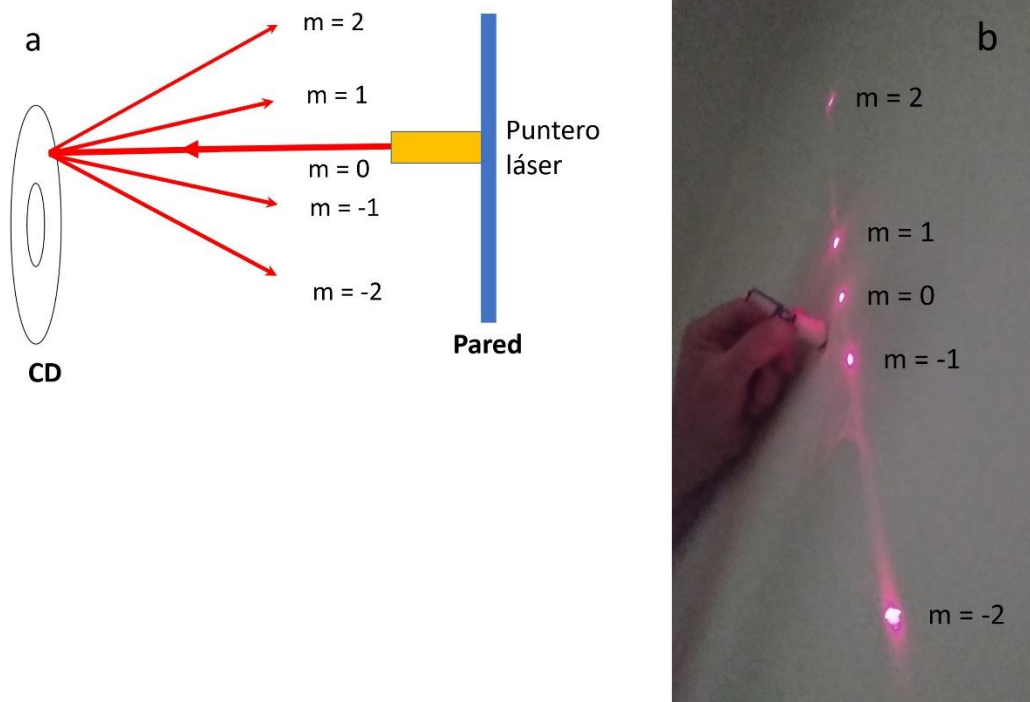
Si se orienta el puntero láser de forma perpendicular a la superficie del CD, el haz principal, de orden cero ( $m = 0$ ), se refleja con la misma trayectoria que el haz incidente. Los haces de  $m = \pm 1$  y  $m = \pm 2$  son simétricos con respecto al haz de orden cero.

En la Figura III.36 se muestra el patrón de difracción obtenido al incidir la luz de un puntero láser sobre la superficie de un CD, ubicado en forma paralela a la pared.



Sobre la pantalla se visualizan cinco puntos de luz correspondientes a los haces refractados sobre la superficie del CD. Como discutimos en el punto III.4.1.3, la separación de las pistas puede calcularse, según:

$$m \times \lambda = a \times \text{sen } \theta$$



**Figura III.36.** Patrón de difracción obtenido al incidir la luz de un puntero láser sobre la superficie de un CD. **a.** Esquema de la trayectoria del haz incidente y los correspondientes haces refractados. Se indica la ubicación de la pantalla (pared) vista de perfil. **b.** Fotografía del patrón de difracción obtenido sobre la pared. El haz de luz del puntero láser (sostenido con la mano) incide sobre un CD situado a la izquierda, a 40 cm de distancia de la pared (no mostrado en la figura). El puntero láser se ha desplazado ligeramente de modo que el haz incidente y el haz refractado de orden cero no se superpongan.

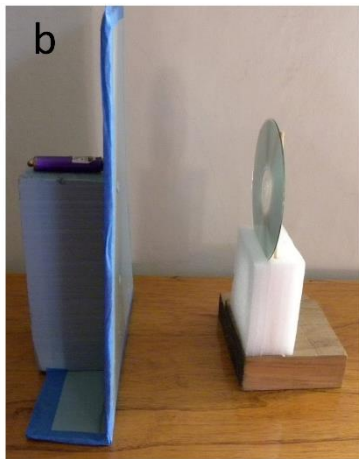
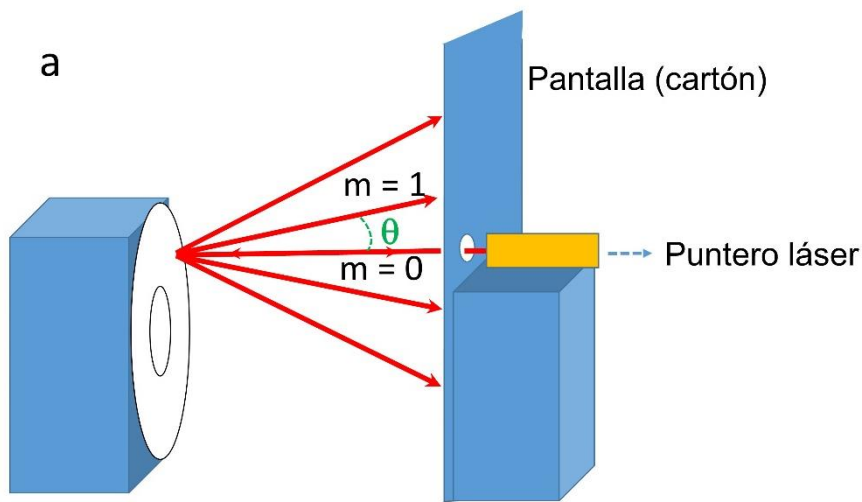
donde  $\lambda$  corresponde a la longitud de onda del láser,  $a$  es la separación de las pistas del CD,  $m$  es un número entero que representa el orden del haz y  $\theta$  el ángulo que forman los haces de orden 1 y de orden cero. La ecuación se cumple razonablemente bien cuando la distancia del CD a la pantalla es grande.

Para evaluar  $a$  es necesario conocer el seno del ángulo  $\theta$ . Para ello se calcula el valor de su tangente mediante el cociente de la distancia entre los puntos luminosos,  $d_1$ , y la distancia del CD a la pantalla,  $d_2$ . En este caso, por razones de practicidad la distancia del CD a la pantalla es muy corta (10 cm) por lo que los resultados serán aproximados.

$$\tan \theta = \frac{\text{sen } \theta}{\text{cos } \theta} = \frac{d_1}{d_2} = \frac{d_1}{10 \text{ cm}}$$

$$\theta = \arctg (d_1 / 10 \text{ cm})$$

La Figura III.37.a y b muestra uno de los arreglos experimentales adecuados para realizar las mediciones.



**Figura III.37.** Determinación de la separación de las pistas de un CD. **a.** Esquema de un diseño experimental posible. El punto  $m = 0$  corresponde al máximo principal de intensidad de la luz difractada en el centro del diagrama;  $m = 1$  es el máximo siguiente, de orden uno;  $\theta$  corresponde al ángulo formado por los haces de orden cero y orden uno. **b.** Fotografía del arreglo experimental.

#### Elementos a utilizar

Puntero láser

Disco compacto (CD)

Pantalla blanca de superficie aproximada de  $25 \times 40$  cm. Puede usarse cartón pintado o recubierto por papel de un color claro

Trozo de poliuretano expandido (*Telgopor*) o una caja de aproximadamente 15 cm de altura, para apoyar el puntero láser.

Trozo de *telgopor* para soporte del CD

Lápiz

Cinta adhesiva de papel

Regla

### Procedimiento

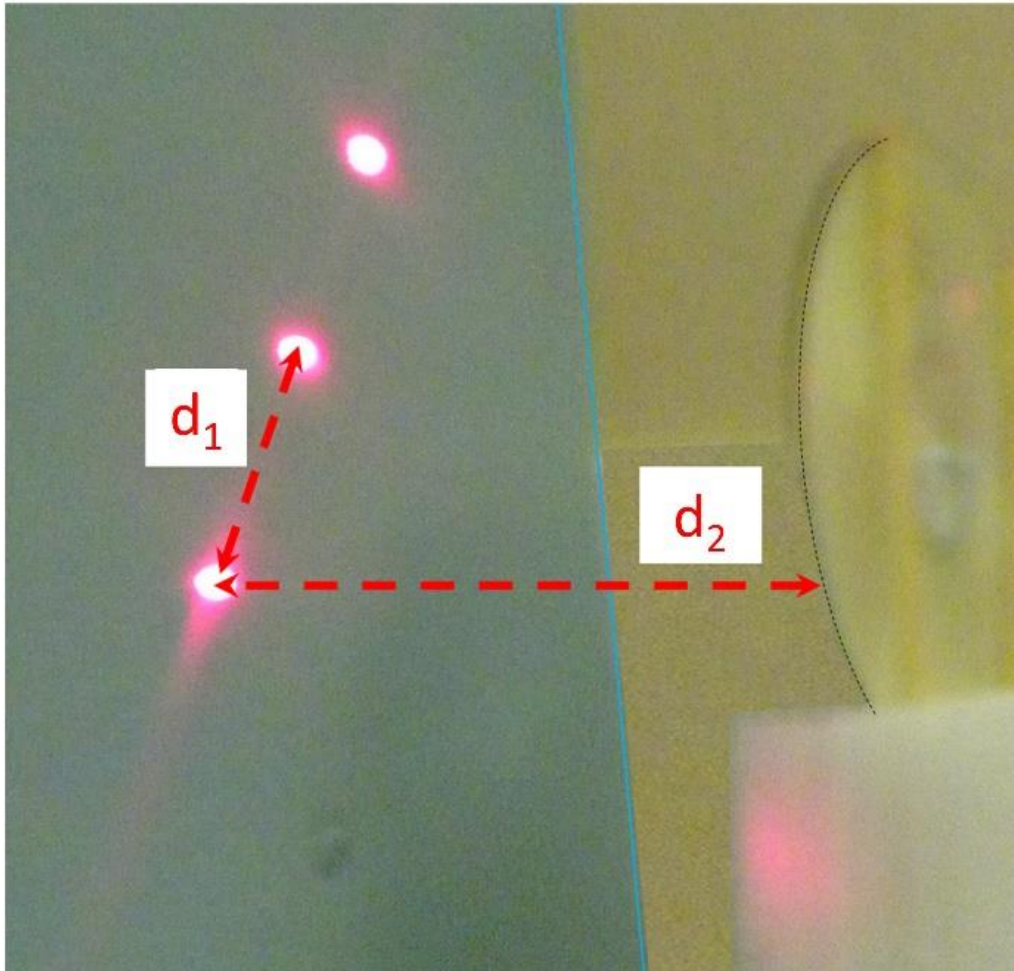
1. Construir la pantalla. Puede utilizar un cartón de aproximadamente  $25 \times 40$  cm y doblarlo en L para hacer un pie de alrededor de 8 cm de ancho. Es importante que sea blanca, o de un color muy claro, para visibilizar mejor los puntos luminosos.
2. Construir el soporte del puntero: pegue la base y el costado de la caja o del trozo de *Telgopor* tanto sobre el pie como sobre la pantalla, tal como se indica en la Figura III.37.
3. Construir el soporte del CD tal como se muestra en la Figura III. 37.b.
4. Hacer un agujero del diámetro de un lápiz al medio de la pantalla, a 0,5 cm por encima del soporte. Estas medidas son adecuadas para un puntero cilíndrico de 1 cm de diámetro.
5. Ubicar el puntero sobre el soporte y sujetarlo con cinta de papel de tal forma que su haz de luz coincida con el agujero en la pantalla.
6. Colocar el CD a 10 cm de la pantalla ( $d_2$ )
7. Encender el puntero láser y orientarlo de modo que el haz emitido y el haz refractado de orden cero coincidan. Oscurezca la habitación para una mayor nitidez.
8. Marcar sobre la pantalla los puntos donde inciden los haces refractados de orden 0 y orden 1.
9. Medir la distancia ( $d_1$ ) entre las marcas correspondientes a  $m = 1$  y  $m = 0$ , tal como se muestra en la Figura III.38.

El valor de la longitud de onda  $\lambda$  dependerá del color del láser. Para uno rojo,  $\lambda = 670$  nm.

Compare el valor obtenido para la separación de las líneas del CD con el informado en bibliografía. Puede repetir este procedimiento utilizando un DVD y comparar. La diferencia entre la separación de las líneas de ambos determina su capacidad de información.

### Para discutir en grupo

- Similitudes y diferencias entre una red de difracción y la superficie de policarbonato de un CD.
- Características de la técnica de refracción de Rayos X para la determinación de estructuras cristalinas.



**Figura III.38.** Determinación de los parámetros para calcular la distancia entre las pistas de un CD:  $d_1$ , distancia sobre la pantalla entre el máximo de luz principal ( $m = 0$ ) y el adyacente, ( $m = 1$ );  $d_2$ , distancia entre la pantalla y el CD. La fotografía ha sido tomada en una habitación en penumbras.

#### III.11.3. Descomposición de la luz por difracción

En este experimento observaremos la difracción que tiene lugar cuando sobre la superficie ranurada del CD incide luz proveniente de distintas fuentes.

La propuesta que se presenta utiliza un dispositivo de construcción rápida, a los fines de mostrar cualitativamente los componentes de la radiación según las fuentes. Se puede construir un arreglo que permita la obtención más rigurosa de los espectros, para lo cual habrá que construir el tubo teniendo en cuenta las distancias y los ángulos involucrados, tal como se indica en la bibliografía.<sup>8</sup>

### **Elementos a utilizar**

Tubo de cartón de un rollo de papel de cocina de aproximadamente 20 cm de largo o equivalente. Puede construirse un tubo de cartulina negra  
CD o DVD virgen  
Trincheta  
Tijera  
Lápiz  
Cinta adhesiva de papel  
Cinta adhesiva de embalar  
Filtro de plástico verde  
Filtro de plástico rojo  
Teléfono celular

### **Procedimiento**

#### *A. Confección del arreglo experimental.*

En todos los casos las medidas son aproximadas.

1. Cortar el CD o DVD como se muestra la Figura III.39.a.
2. Separar la capa de policarbonato del CD en contacto con la de aluminio, pegando sobre esta última cinta adhesiva de embalar.
3. Retirar la cinta con la capa metálica adherida y repetir el procedimiento hasta obtener el disco de policarbonato limpio, donde están las ranuras.
4. Colocar el trozo del disco traslúcido a la base del tubo de cartón o cartulina y asegurarlo con cinta adhesiva de papel para que quede completamente sellado, Figura III.39.b.

---

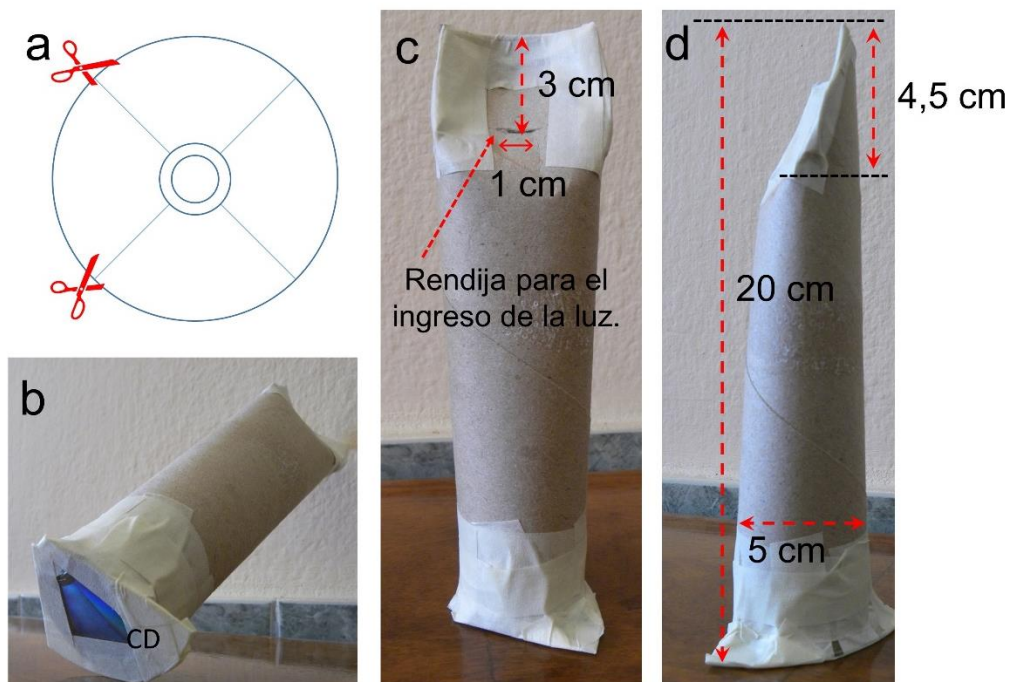
<sup>8</sup> Consultar, por ejemplo: Lorenzo Marcos Iparraguirre. Un espectroscopio casero de notable performance. Disponible en Internet en el archivo 16268-Texto del artículo-44428-1-10-20161220.pdf

5. A una distancia de 3 cm desde el borde superior del tubo calar una rendija horizontal de 1 cm de largo y 1 mm de ancho por donde la luz ingresará al tubo, Figura III.39. c.
6. A cada lado de la rendija, a una distancia de un cuarto de circunferencia, realizar desde el borde superior del tubo, sendos cortes verticales de 4,5 cm de largo.  
Plegar el tubo alrededor de los cortes de modo que la superficie que contiene la rendija quede biselada con respecto al eje del cilindro, como pico de flauta, Figura III.39.d.
7. Apoyar la base del tubo con el trozo del CD sobre la lente de la cámara fotográfica del teléfono celular y fijarlo con cinta adhesiva de papel.

*B: Realización del experimento*

Apuntar la rendija del tubo hacia la luz proveniente de las diferentes fuentes y fotografiar el patrón de difracción obtenido.

1. Luz solar. Se recomienda dejar pasar un haz de luz en una habitación en penumbras.
2. Lámpara led de luz blanca
3. Lámpara led blanca con un filtro plástico verde, intercalado entre la fuente y la entrada de luz
4. Igual que en el punto 3, pero usando un filtro de plástico rojo.
5. Lámpara de sodio. La luz puede obtenerse a partir de la emisión de una luminaria de la vía pública. Hacer entrar un haz en una habitación a oscuras para disminuir interferencias lumínicas. Estas medidas deben realizarse de noche.
6. Compartir las imágenes registradas entre todos los participantes e interpretar los resultados.

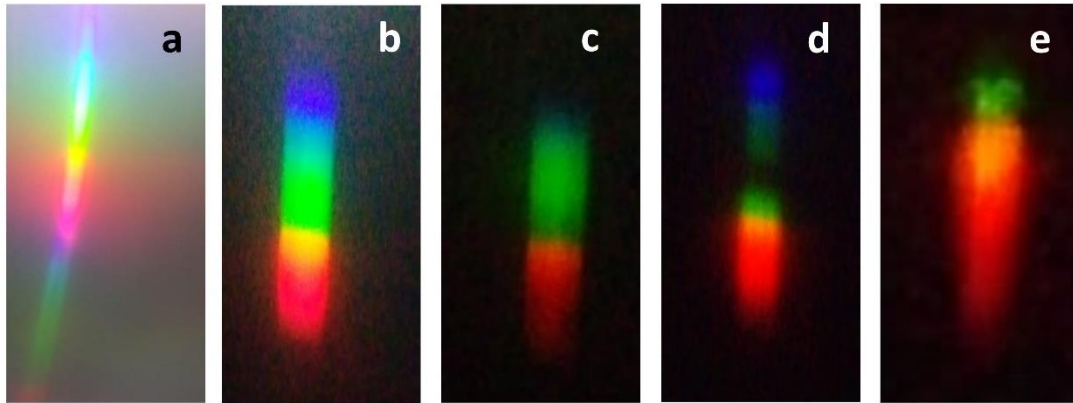


**Figura III.39.** Fotografía de un montaje experimental para observar la dispersión de luz proveniente de distintas fuentes. **a.** Vista de la base del tubo, con el trozo de CD adosado. **b.** Vista frontal, con una ranura para el paso de la luz. **c.** Vista lateral, donde se indica el plegado del tubo en forma de bisel, como pico de flauta.

En la Figura III.40 se muestran los resultados obtenidos en un experimento previo.

### Discutir en grupo los siguientes puntos

1. De acuerdo con los resultados obtenidos, compare los espectros de la luz solar y de la lámpara led blanca. ¿Qué se observa respecto a la banda de luz azul?
2. Compare los espectros obtenidos en a, b, c, d y e. ¿Cuáles son las principales diferencias entre ellos?
3. Para atenuar los efectos de la exposición prolongada a las pantallas se recomienda el uso de los anteojos con filtro para luz azul. ¿Por qué?



**Figura III.40.** Imágenes obtenidas utilizando el dispositivo mostrado en la Figura III.36 con luces de diferentes fuentes. **a.** Luz solar. **b.** Lámpara led blanca. **c.** Lámpara led blanca con un filtro plástico verde. **d.** Lámpara led blanca con un filtro plástico rojo. **e.** Luminaria de sodio en la vía pública. Registro obtenido mediante la cámara de un teléfono celular.



## IV. LOS SISTEMAS MATERIALES

### IV.1. Los sistemas y sus alrededores

Los sistemas materiales dependen del objeto y del tipo de fenómeno que se quiere observar, y son elegidos por conveniencia. Para un biólogo puede ser una célula, para un geólogo, la cordillera de los Andes o el planeta entero. Una de las definiciones posibles es la siguiente:

*Sistema es toda porción del universo arbitrariamente elegida para su estudio.*

Los *alrededores* son el resto del universo no contenido en el sistema. En la práctica, es solamente la parte del universo capaz de influenciar al sistema o ser influenciada por él.

Los sistemas materiales, desde el punto de vista termodinámico, pueden ser abiertos, cerrados o aislados, según el modo de interacción con los alrededores.

Los *sistemas abiertos* intercambian energía y materia con los alrededores. Un vaso con agua fría si queda a la intemperie un día caluroso, se calienta y se evapora, es decir, incrementa su energía térmica (aumenta su temperatura) y pierde masa. Una prenda mojada, se seca cuando el sol la calienta: pierde el agua por evaporación (Figura IV.1). Los seres vivos son sistemas abiertos por excelencia, incorporan alimentos, generan desechos y disipan energía como calor y como diferentes formas de trabajo.

Los *sistemas cerrados* intercambian energía con los alrededores, pero no materia. Una botella de gaseosa tapada, cuando sale de la heladera, absorbe calor hasta alcanzar la temperatura ambiente. Pueden observarse burbujas en el interior de la botella, pero si la tapa es buena, mantiene la masa constante.

La Luna, la Tierra, los planetas, son sistemas que intercambian materia con el espacio exterior, como los meteoritos llegados desde el cinturón de asteroides e incluso desde regiones más remotas. Los impactos explican los cráteres observados en la superficie-principalmente de la Luna y de los planetas interiores del sistema solar. El Sol pierde masa a través de la liberación del viento solar formado por gases y partículas.

En términos relativos a sus respectivas masas, las cantidades intercambiadas por el sol y los planetas son tan pequeñas, que estos sistemas pueden considerarse cerrados.

El intercambio de energía, principalmente con el Sol, es fundamental para explicar el clima de los diferentes planetas, y en el caso de la Tierra, para la viabilidad y desarrollo de la biosfera.



**Figura IV.1.** Ropa mojada tendida al sol en un día de invierno. El calor del sol evapora el agua. Como el aire está frío, el vapor se condensa en una fina niebla, formada por gotitas muy pequeñas de agua líquida, que es lo que vemos.

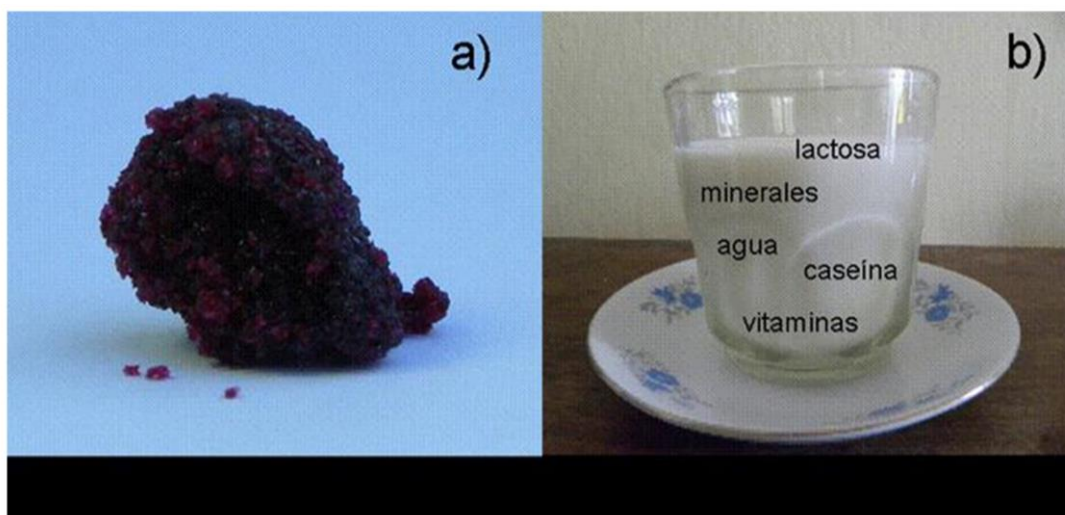
Los *sistemas aislados* no intercambian energía ni masa con los alrededores. En una situación ideal, este tipo de sistemas se encuentra confinado en recipientes de paredes aislantes que impiden el flujo de calor a través de ellas. El sistema mantiene su masa y su energía sin variantes, lo cual se evidencia por la constancia de la temperatura. Pero los sistemas no son ideales. Se puede lograr que el intercambio de energía sea muy lento, pero nunca nulo. Un termo con agua caliente pierde energía lentamente, y uno o dos días después, la temperatura del agua habrá alcanzado la del ambiente. Si el termo es de muy buena calidad, este proceso demorará mucho tiempo, y podremos considerar que se trata de un sistema aislado si la observación se lleva a cabo en un lapso corto.

#### IV.1.1. Sistemas materiales compuestos, sustancias puras y sustancias simples

Llamamos *sustancia* a la materia que puede representarse unívocamente por una fórmula química, como el agua,  $H_2O$ , el etanol  $CH_3CH_2OH$ , y miles de ejemplos más. Toda sustancia está formada por una única clase de moléculas o de iones. En el caso de los metales se informan por su elemento químico, Au (oro), Fe (hierro) etc. y para los compuestos iónicos, se escribe la unidad estequiométrica mínima, por ejemplo NaCl (cloruro de sodio) o  $K_3PO_4$  (fosfato de potasio).

Si una sustancia está formada por moléculas que constan de un solo tipo de átomos, decimos que se trata de una *sustancia simple*, como es el caso del oxígeno ( $O_2$ ), el nitrógeno ( $N_2$ ), el cloro ( $Cl_2$ ), el azufre ( $S_8$ ), etc.

Es frecuente el error de generalizar el nombre de “sustancia” a cualquier muestra de materia, cuando por lo general se trata de una mezcla de ellas. La madera no es una sustancia sino un conjunto organizado de muchas sustancias, entre las que se destaca la celulosa, la lignina, ciertos polisacáridos y sales minerales; otros ejemplos son el acero, que contiene principalmente las sustancias hierro y carbono; la leche, compuesta por agua, sales minerales, lactosa, vitaminas, lípidos, proteínas y otras sustancias (Figura IV.2). Los helados, el pan, la tierra fértil, las piedras, el agua de mar, (la lista sería interminable) contienen, cada uno de ellos, un conjunto importante de sustancias.



**Figura IV.2:** a. Sustancia  $CoCl_2 \cdot 2H_2O$  formada por una única clase de moléculas. b. Leche, mezcla de sustancias.

Si una sustancia está formada por moléculas que constan de un solo tipo de átomos, se trata de una *sustancia simple*, como es el caso del oxígeno (O<sub>2</sub>), el nitrógeno (N<sub>2</sub>), el cloro (Cl<sub>2</sub>), el azufre (S<sub>8</sub>), etc.

## **IV.2. Las propiedades de la materia**

Hay una gran variedad de clases de materia: el agua es distinta de la leche, la madera es diferente a la cerámica, etc. La clave de las diferencias está en las propiedades, que responden a varios criterios de clasificación. Uno posible es el tipo de relación que existe entre una propiedad y las manipulaciones necesarias para su determinación. Esto nos permite distinguir entre propiedades físicas y propiedades químicas.

### *IV.2.1. Propiedades físicas*

Las propiedades físicas, como la textura, la dureza, la maleabilidad, el punto de fusión o de ebullición, pueden determinarse en ausencia de cualquier cambio en la composición química, esto es, mediante procedimientos que no impliquen la ruptura o la formación de nuevas uniones químicas.

Las propiedades físicas pueden ser *intensivas*, cuando no dependen de la cantidad de materia que contiene el sistema, o *extensivas*, si por el contrario cambian al variar el tamaño del objeto sometido a observación.

Ejemplos de propiedades físicas intensivas son el brillo, la dureza, la conductividad térmica, la resistividad eléctrica, la densidad, la temperatura de ebullición, la capacidad calorífica específica, y la solubilidad. Así un litro de agua tiene la misma densidad que cien litros de agua.

Entre las propiedades físicas extensivas podemos mencionar la masa, el volumen, la superficie, la cantidad de sustancia, y la energía total del sistema.

### *IV.2.2. Propiedades químicas*

Las propiedades químicas determinan la forma en que se comporta un sistema material en una reacción química, o sea, nos dan información acerca de la capacidad de las sustancias de transformarse unas en otras bajo determinadas condiciones. Son propiedades químicas la predisposición de una sustancia a corroerse, explotar, oxidarse, etc. Cuando decimos que hay sustancias combustibles, nutritivas, fertilizantes, tóxicas, curativas, colorantes, nos estamos refiriendo a sus propiedades químicas.

*Todas las propiedades químicas son intensivas.*

Muchas veces las propiedades comparten características físicas y químicas, por lo que su clasificación puede variar según el contexto. El color de un cuerpo puede responder a propiedades físicas y químicas simultáneamente.

### **IV.3. Algunas propiedades físicas**

Discutiremos brevemente las propiedades de densidad, flotabilidad y temperatura.

#### *IV.3.1. Densidad*

Masas iguales de diferentes tipos de materia generalmente ocupan volúmenes distintos. Supongamos que tenemos un kilogramo de plomo y un kilogramo de plumas, ¿cuál pesa más? La respuesta irreflexiva y errónea suele indicar al plomo, aunque ambos pesan lo mismo (tienen igual masa). La confusión se crea porque se necesita mucho menos volumen de plomo que de plumas para completar el kilogramo. Las plumas ocluyen gran cantidad de aire y por lo tanto su volumen varía con la compactación y otro tanto hace la densidad.

*La densidad* determina el volumen que ocupa la masa de cualquier sustancia. Como la materia se dilata cuando se calienta, la densidad es una propiedad que depende de la temperatura.

*La densidad ( $\delta$ ) de una sustancia o de un material es la relación entre una cierta cantidad de masa ( $m$ ) de dicha sustancia o material y el volumen ( $V$ ) que ocupa a una dada temperatura.*

La representaremos con la letra griega  $\delta$  (delta).

$$\delta = m/V$$

La unidad de densidad en el SI, tal como vimos en el Capítulo II, es  $\text{kg/m}^3$ , y el submúltiplo más usado es  $\text{g/cm}^3$ . En la Tabla IV.1. se indican algunos valores de densidad a 25°C, salvo que se indique otra temperatura.

Las tablas de densidad informan valores referidos a sustancias y a mezclas de ellas, pero en este caso es necesario especificar de manera precisa su composición o alguna otra característica que las defina. Consideremos la densidad de la madera. En términos generales es menor que la del agua, pero su valor depende de la especie de árbol de la que proviene, y si está verde o seca. Existen variedades más densas que el agua, como la madera seca del árbol *Pouteria* sp, con un valor de  $1,16 \text{ g cm}^{-3}$ . Entre las maderas más densas podemos citar la de la especie *Acacia caven*, Figura IV.3, y la de cerezo. La primera, una variedad de espinillo común en las Sierras de Córdoba, tiene una densidad cuando está verde de  $1,19 \text{ g cm}^{-3}$ , y  $0,96 \text{ g cm}^{-3}$  cuando se seca. Los valores de densidad para la madera de cerezo son  $1,17 \text{ g cm}^{-3}$  (verde) y  $0,93 \text{ g cm}^{-3}$  (seca). El álamo es un ejemplo típico de madera “liviana”, con  $0,42 \text{ g cm}^{-3}$  (seca).



**Figura IV.3.** *Acacia caven* florecida. Su madera húmeda es más densa que el agua y por lo tanto se hunde.

Frente a sistemas materiales que no están bien caracterizados, lo más seguro es establecer experimentalmente su densidad. A veces alcanza con estimaciones

cualitativas relativas. Así, decimos que un tapón de corcho es menos denso que el agua porque flota.

Un error frecuente cuando se trata de líquidos es confundir densidad y viscosidad. Mientras que la primera se refiere a la relación entre masa y volumen, la segunda nos informa acerca de la resistencia del líquido a fluir. El aceite es menos denso que el agua (flota sobre ella) pero es mucho más viscoso.

| Material    | Densidad (g/cm <sup>3</sup> ) | Material | Densidad (g/cm <sup>3</sup> ) |
|-------------|-------------------------------|----------|-------------------------------|
| Hidrógeno   | 0,000090                      | Gasolina | 0,70                          |
| Helio       | 0,000178                      | Magnesio | 1,7                           |
| Nitrógeno   | 0,001251                      | Aluminio | 2,71                          |
| Aire        | 0,001293                      | Hierro   | 7,8                           |
|             |                               | Oro      | 19,3                          |
| Agua a 4°C  | 1,0000                        | Plomo    | 11,3                          |
| Agua a 20°C | 0,998                         | Mercurio | 13,6                          |

**Tabla IV.1.** Densidad de algunas sustancias o mezclas de sustancias

#### IV.3.2. Flotabilidad

Arquímedes fue el matemático más brillante de la antigüedad, y un físico excepcional. Nació probablemente alrededor de 287 a.C. en la colonia griega de Siracusa, en Sicilia, y según la leyenda, murió a los 75 años a manos de un soldado romano durante la segunda Guerra Púnica, en 212 a.C., cuando estaba en la playa haciendo cálculos para la defensa de Siracusa<sup>1</sup>. Resolvió brillantemente una gran cantidad de problemas matemáticos fundamentales, y entre sus numerosos desarrollos sobre física se encuentra el Principio de Arquímedes, que permitió la determinación de la densidad de los cuerpos de formas irregulares, cuyo volumen es difícil medir geométricamente. El principio de Arquímedes dice lo siguiente:

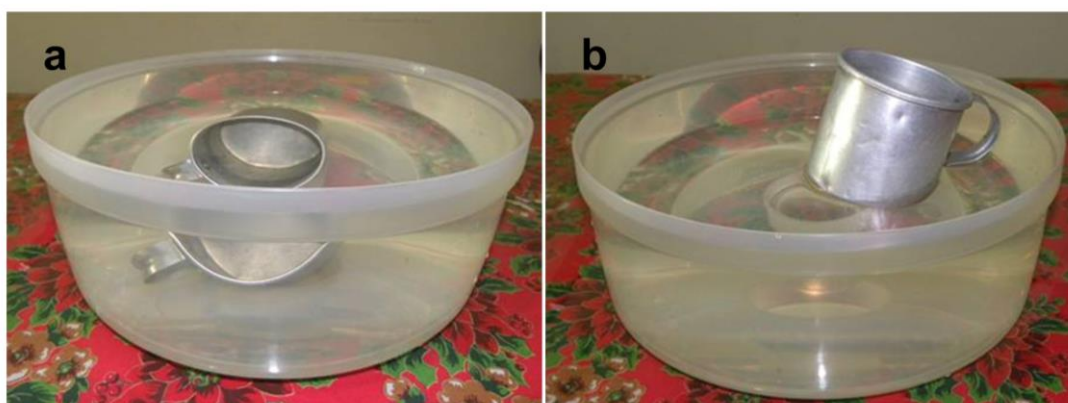
---

<sup>1</sup> Pablo Capanna, *Historias Secretas de la Ciencia*. Editorial Paidós, 2010.

*Cuando un cuerpo es sumergido en un fluido experimenta un empuje de abajo hacia arriba igual al peso del fluido desalojado.*

El fluido puede ser un líquido o un gas.

Para determinar la densidad se debe trabajar con muestras compactas. Los cuerpos que poseen cavidades como los barcos pueden flotar, según el principio de Arquímedes, aunque estén contruidos con materiales más densos que el agua, Figura IV.4. a y b.



**Figura IV. 4. a.** El jarrito de aluminio se hunde en el agua por tener mayor densidad. **b.** Si el jarro se ubica de forma tal que el volumen de agua desplazado sea relativamente grande, flota en el agua por el principio de Arquímedes.

### *IV.3.3. Temperatura. Una mirada macro y microscópica*

En el Capítulo II se definieron las unidades para medir la temperatura. Se trata de una propiedad intensiva, y su determinación es muy importante tanto para la caracterización de los sistemas como para la determinación de propiedades térmicamente sensibles, como la densidad, la presión de los gases, la solubilidad o el estado de agregación (sólido, líquido o gas). La temperatura es también fundamental para determinar la velocidad a la que ocurren las reacciones químicas.

La definición precisa de la temperatura desde el punto de vista macroscópico no es obvia, aunque todos tenemos una noción intuitiva de lo que es. Sabemos que si colocamos sobre una hornalla encendida un recipiente con agua, su temperatura aumenta, mientras que disminuye si lo colocamos en la heladera. La temperatura es una



medida relativa de cuán caliente está un cuerpo, en relación con otro tomado como referencia. La temperatura se mide con termómetros.

La visión microscópica de la temperatura se asocia con el movimiento a nivel molecular. Las partículas de todo sistema material se encuentran en agitación permanente, por lo que poseen energía cinética. Ésta comprende los movimientos de traslación, vibración y rotación. La importancia relativa de cada una de estas contribuciones cambia con la estructura molecular y con el estado de agregación.

*Desde el punto de vista microscópico, la temperatura se relaciona con la energía cinética media de las partículas que forman el sistema.*

Contamos con expresiones matemáticas que dan cuenta de las relaciones entre la energía de los movimientos microscópicos y la temperatura, que es una propiedad macroscópica. Desde un punto de vista cualitativo, podemos decir que a medida que crece la energía cinética promedio de las partículas del sistema, éste se calienta y su temperatura aumenta y al revés: un aumento de temperatura se vincula con incrementos de las velocidades medias de traslación y de las frecuencias medias de vibración y rotación de las partículas.

Los procedimientos para la medición de la temperatura y su correlato, el diseño de los termómetros, son aspectos tecnológicos muy interesantes.

#### **IV.4. Estados de agregación de la materia**

Las partículas que forman un sistema, ya sean moléculas, iones, átomos o mezclas de ellos, mantienen un cierto grado de cohesión como resultado de las fuerzas intermoleculares. La magnitud de estas fuerzas determina los estados de agregación de la materia. Normalmente se considera que estos estados son tres, *sólido*, *líquido* y *gaseoso*, aunque las pastas o los vidrios son difíciles de clasificar. Bajo condiciones de altas energías, como ocurre en las capas exteriores de la atmósfera terrestre o en la atmósfera del Sol, existe un cuarto estado, el plasma, formado por un gas de partículas ionizadas, es decir, con carga eléctrica. La secuencia de estados a medida que aumenta la temperatura es:

sólido → líquido → gas → plasma

#### IV.4.1. Estado Gaseoso

En los gases, la fuerza de interacción entre las partículas (moléculas, o átomos) es débil o incluso despreciable bajo determinadas circunstancias, por lo que se expanden indefinidamente y fluyen con facilidad.

Las partículas del gas se mueven libremente a altas velocidades, chocando entre sí y con las paredes del recipiente, en virtud del movimiento de traslación. A partir de la teoría cinético-molecular para gases ideales, puede estimarse la velocidad media de las partículas, la frecuencia promedio de colisiones, y el espacio promedio que las partículas recorren entre choques sucesivos. Estos valores dependen de propiedades macroscópicas como la presión y la temperatura, y también microscópicas, tales como la masa y el diámetro de cada partícula. A título de ejemplo y para hacernos una idea de las condiciones propias del estado gaseoso, a temperatura ambiente y a la presión atmosférica las moléculas chocan en el orden de  $10^{10}$  -  $10^{11}$  veces por segundo y viajan a velocidades de varios cientos de metros por segundo, velocidad que a su vez cambia miles de millones de veces en cada segundo. Si bien la mayoría de las moléculas se mueven a la velocidad promedio, algunas lo hacen a velocidades menores, otras a velocidades mayores, cubriendo un amplio intervalo de valores, estadísticamente determinados para cada temperatura, y que se conoce como distribución de las velocidades moleculares de Maxwell-Boltzmann. Esta distribución permite establecer la fracción de las  $N$  moléculas,  $\Delta N / N$ , cuyas velocidades están comprendidas entre  $v$  y  $v + \Delta v$ . De acuerdo con esta distribución hay muy pocas moléculas con velocidades muy altas o muy bajas.  $\Delta N$  y  $\Delta v$  se refieren a cantidades pequeñas de moléculas y a intervalos reducidos de velocidad, respectivamente.

La distancia media recorrida por las partículas entre dos choques sucesivos es el *recorrido libre medio*. A temperatura ambiente y presión atmosférica, es más de cien veces el diámetro molecular. Por ejemplo, para las moléculas de monóxido de carbono (CO), cuyo diámetro estimado es  $3,7 \times 10^{-10}$  m, el recorrido libre medio es  $6,5 \times 10^{-8}$  m.

Un cálculo sencillo nos permite estimar que, en un gas ideal a 1,013 bar (1 atm) de presión y 298 K (25°C), la distancia promedio entre los centros de dos partículas gaseosas es  $3,4 \times 10^4$  nm. Esto nos indica que las moléculas de CO estarían separadas por una distancia promedio aproximada de 92.000 veces su diámetro molecular. Si la molécula de CO fuera de 1 cm de diámetro, la vecina más próxima habría que buscarla a una distancia de alrededor de 920 m. Estos números y sus relaciones nos permiten

entender por qué los gases poseen una densidad tan baja y pueden ser comprimidos sin dificultad.

Además del movimiento de traslación, las partículas con más de un átomo pueden rotar y vibrar, tal como discutimos en el punto III.7.2.

A temperaturas altas y presiones relativamente bajas, la enorme distancia relativa que separa las moléculas en el estado gaseoso permite despreciar las interacciones entre ellas y considerar que sus movimientos son independientes, salvo en el momento de los choques. Esto explica por qué, sustancias gaseosas químicamente diferentes cumplen con las llamadas *Leyes de los gases ideales*, que vinculan la temperatura, la presión y la cantidad de sustancia mediante ecuaciones muy sencillas, sin importar las propiedades químicas del gas. Tales ecuaciones aportan datos valiosos en situaciones de la vida diaria, como veremos en las actividades, punto IV.9.

#### *IV.4.2. Estado Líquido*

Las fuerzas intermoleculares en los líquidos son mucho mayores que en los gases; la atracción entre las moléculas determina que la distancia media entre ellas sea significativamente menor, al punto que pueden considerarse en contacto unas con otras. Esto explica que los líquidos posean una mayor densidad, un volumen definido y que opongan resistencia a la compresión. Aunque están en contacto, las moléculas tienen libertad para moverse, se deslizan unas sobre otras sin conservar una localización fija. Por eso los líquidos pueden fluir y adoptan la forma del recipiente que los contiene. Las partículas se desplazan en las tres dimensiones del espacio, rotan y vibran, lo que constituye la energía cinética del sistema.

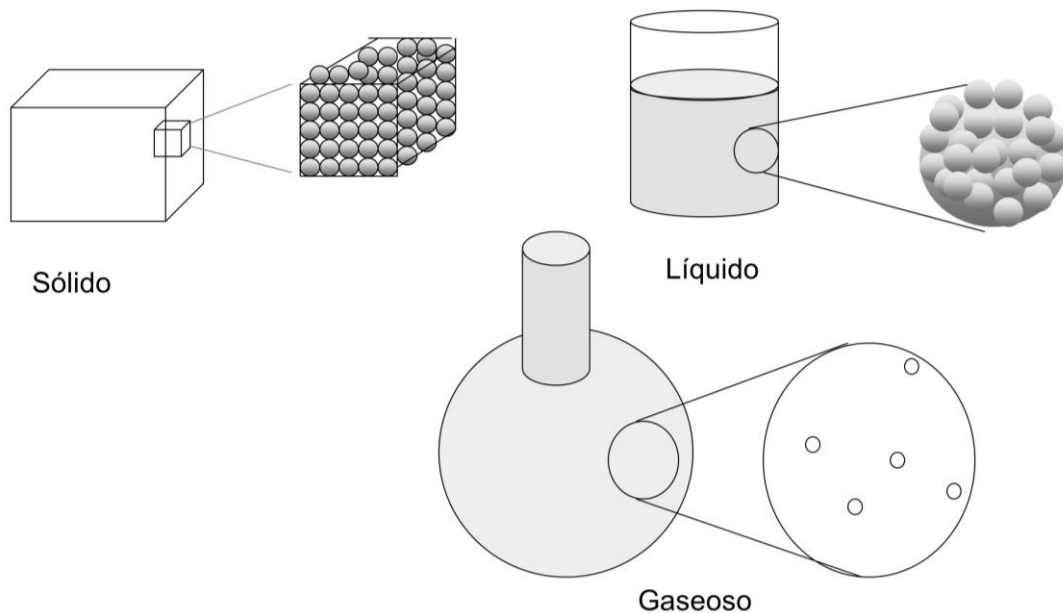
Al igual que en los gases, las velocidades de movimiento de las moléculas en la fase líquida varían en un amplio intervalo, que depende de la temperatura según una distribución de Maxwell-Boltzmann. Si una muestra de un gas y otra de un líquido están a la misma temperatura, poseen la misma energía cinética molar.

#### *IV.4.3. Estado Sólido*

En la fase sólida, las fuerzas atractivas entre moléculas, átomos o iones son grandes, por lo que las partículas están estrechamente empaquetadas, vibrando alrededor de posiciones fijas. Los sólidos poseen una forma definida (resisten la deformación), son prácticamente incompresibles, en general (no siempre) son más densos que los líquidos y no fluyen. Los movimientos de traslación y de rotación están

restringidos. A una dada temperatura, la mayoría de las partículas vibra con la frecuencia promedio, aunque existe una distribución estadística de frecuencias posibles.

Los líquidos y los sólidos se consideran fases condensadas. Sus propiedades pueden ser descritas, pero no contamos con un modelo general matemáticamente simple, como en el caso de los gases ideales. La Figura IV.5. es un dibujo esquemático de la disposición de moléculas esféricas en los tres estados de agregación. En el sólido las partículas están estrechamente empaquetadas y vibran alrededor de posiciones fijas. En el líquido se mueven al azar, pero en contacto unas con otras. En el gas las partículas están en constante movimiento al azar a través de un espacio mayoritariamente vacío, chocando entre ellas y con las paredes del recipiente.



**Figura IV.5.** Los estados de agregación de la materia: sólido, líquido y gaseoso. Para cada estado se ha introducido una ampliación hipotética para indicar, cualitativamente y fuera de escala, el ordenamiento de las partículas.

#### IV.5. Algunos comentarios sobre la presión

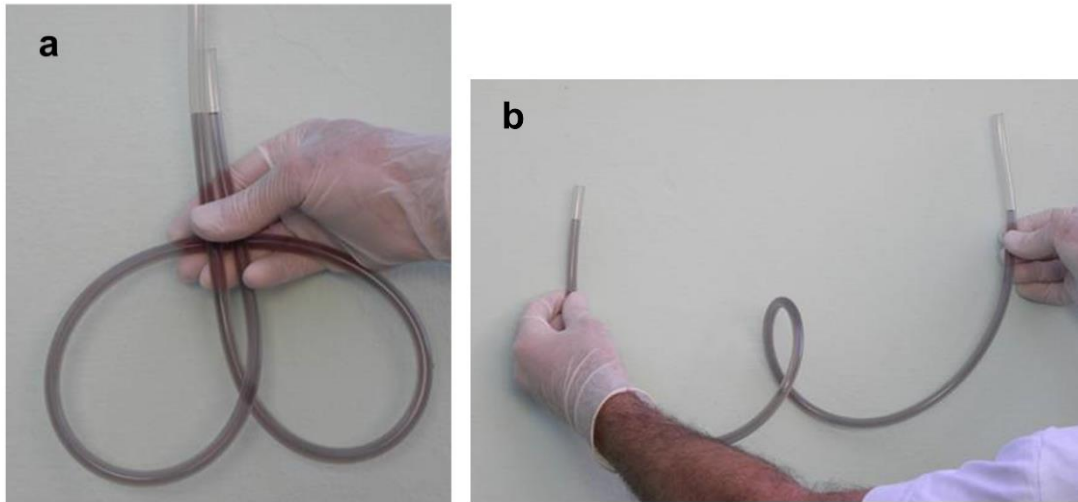
En el lenguaje cotidiano utilizamos la palabra “presión” como una metáfora para definir una sensación de fuerza que nos oprime. En el mundo científico, precisamente definimos a la presión como la fuerza que actúa por unidad de superficie. Los gases ejercen presión, y también lo hacen los líquidos y los sólidos, aunque de maneras diferentes.

Los gases, por ser sistemas muy compresibles, poseen una presión determinada por la cantidad de gas, el volumen en el que está confinado y la temperatura a la que se encuentra. Si se trata de gases ideales, contamos con leyes que relacionan fácilmente la presión, el volumen, la temperatura y la cantidad de gas presente en el sistema. Para masas pequeñas, cuando los efectos gravitatorios son despreciables, la presión es la misma en todas direcciones y en cualquier punto del sistema. La presión sobre las distintas partes de un globo inflado es la misma en todas las direcciones (Figura IV.6).



**Figura IV.6.** La presión de los gases se ejerce en todas direcciones, de manera perpendicular a la superficie del recipiente.

Si bien los líquidos fluyen con facilidad, casi no son compresibles, de modo que la presión que ejercen tiene otras características. Ésta se denomina presión hidrostática y su valor aumenta con el peso de la columna de líquido por encima de una superficie. Un buzo en el agua experimenta una presión creciente a medida que se sumerge, ya que la presión hidrostática aumenta aproximadamente 1 bar por cada diez metros de descenso, consecuencia del aumento del peso de la columna de agua por encima de él. La presión hidrostática dentro de un líquido es exactamente la misma en todos los puntos que se encuentran a igual profundidad. Este es el principio que determina el nivel de los líquidos en los vasos comunicantes o en una manguera cuando se mide el nivel (Figuras IV.7.a y b).

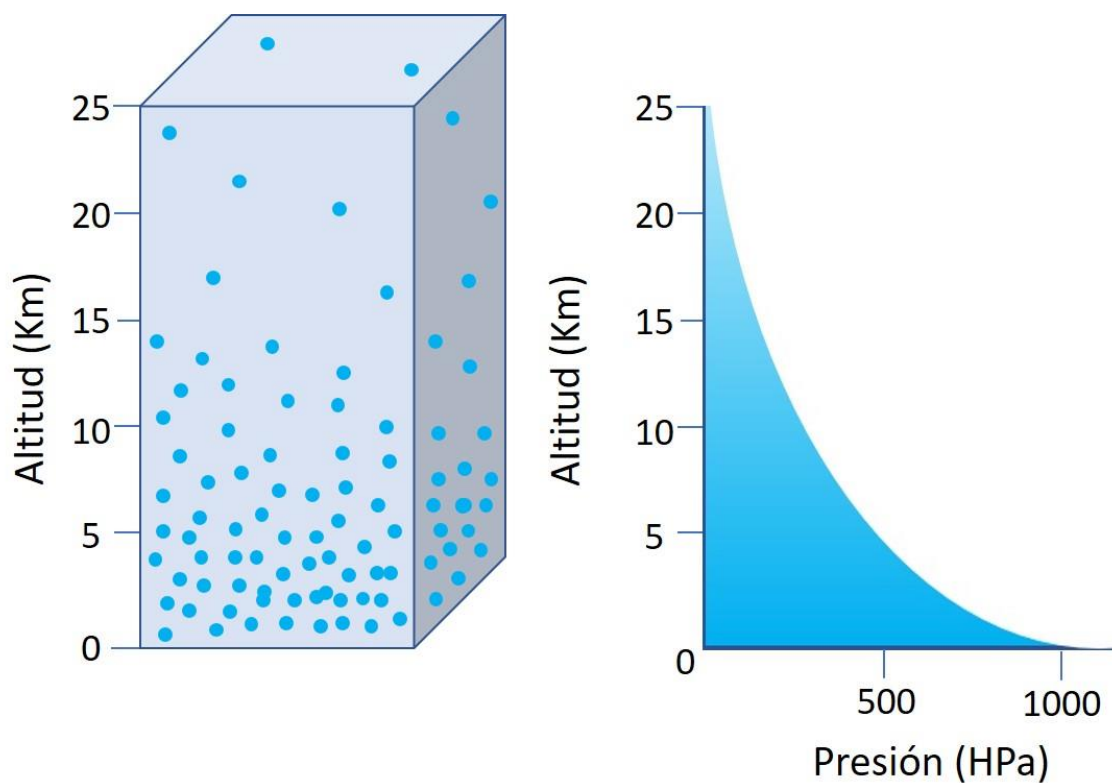


**Figuras IV.7 a y b.** Principio de los vasos comunicantes. La presión sobre la superficie del líquido en las ramas abiertas es igual a la presión atmosférica. Por eso el líquido asciende hasta el mismo plano horizontal, sin importar las formas que adopten las mangueras.

Cuando la capa de gas tiene un espesor importante, como es el caso de la atmósfera de nuestro planeta, el efecto de la gravedad sobre su masa se hace sentir. La columna hipotética de gas ejerce sobre su base una fuerza igual al peso del aire que contiene. La concentración del gas es mayor en las capas bajas de la atmósfera y disminuye rápidamente con la altitud.

La atmósfera ejerce presión sobre la superficie de la Tierra y sobre todo lo que está en ella, incluidos nosotros. Esta presión disminuye a medida que aumenta la altitud, ya que el peso de la columna de aire es menor. Esto es notorio a medida que ascendemos en una montaña. Por esto la presión atmosférica es máxima a nivel del mar. Figura IV.8.

Por último, analicemos la presión ejercida por los sólidos. Éstos no fluyen ni se deforman, razón por la que la presión depende de sus pesos y de la magnitud de la superficie que los sustenta. Dos clavos idénticos, uno de punta y el otro acostado sobre una tabla de madera, ejercen presiones completamente diferentes. Por el contrario, las presiones de masas iguales de gas, a igual volumen y temperatura, son iguales, independientemente de la forma del recipiente.



**Figura IV.8.** Variación de la presión con la altitud. Esquema cualitativo y gráfico. Observe que el 99% de la masa de la atmósfera está contenida en los primeros 30 km de altitud.

#### IV.6. Los cambios de estado

Según las condiciones energéticas, las sustancias pueden pasar de un estado de agregación a otro. Podemos distinguir cambios de estado: *progresivos* y *regresivos*. En los primeros se pasa de un estado de agregación más ordenado a otro menos ordenado, donde las partículas se mueven con más libertad. Los segundos implican el paso de un estado de agregación más desordenado a otro más ordenado. En la Figura IV.9 se muestra un esquema donde se indican, en rojo, los cambios progresivos (fusión, vaporización y sublimación) y en azul, los regresivos (condensación, solidificación y sublimación inversa) para el agua.

El estado de agregación físico depende de las fuerzas que mantienen unidas a las partículas que se trasladan, vibran y rotan a velocidades y frecuencias estadísticamente estimadas según la temperatura. Para que las partículas empaquetadas en un sólido se liberen y pasen a la fase líquida o a la fase vapor, deberán adquirir energías cinéticas suficientes como para escapar de la atracción de sus vecinas. Un aumento de la

temperatura incrementa el número de moléculas o iones con energía cinética necesaria para que ocurra la fusión, la sublimación o la vaporización según corresponda.



**Figura IV.9.** Cambios de estado del agua. En rojo se indican los cambios progresivos (fusión, vaporización y sublimación) y en azul, los regresivos (condensación, solidificación y sublimación inversa). Note que el vapor de agua es invisible.

#### IV.6.1. Presión de vapor

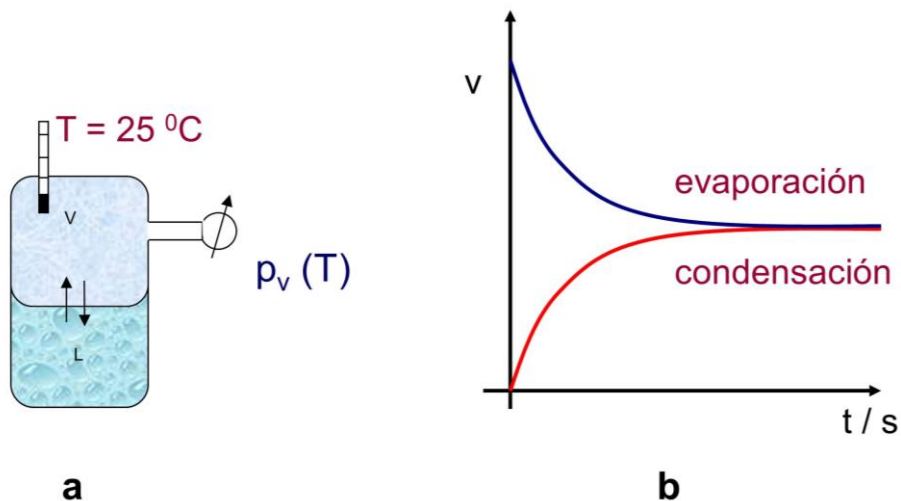
Si dejamos un plato con agua a la intemperie, incluso en días frescos, al cabo de un tiempo el líquido se habrá evaporado por completo. Si en lugar del plato usamos una botella tapada con agua hasta la mitad, el agua también se evapora, pero no toda. El aire dentro de la botella se humedece por la incorporación de las moléculas de agua que se evaporan. Consecuencia de esta evaporación la cantidad de líquido disminuye, pero a partir de un cierto tiempo el volumen de agua líquida permanece sin cambios. Se denomina *presión de vapor*,  $p_v$ , a la presión que ejercen las moléculas en la fase vapor. Si la temperatura disminuye, parte del vapor se condensará, disminuyendo  $p_v$ . Por el contrario, un aumento de la temperatura favorecerá que más moléculas pasen de la fase líquida al vapor, y  $p_v$  aumentará. ¿Por qué ocurre esto?

Las moléculas ejercen unas sobre otras fuerzas atractivas, que tienden a retenerlas en la fase líquida. Sin embargo, las energías cinéticas de las moléculas varían en un amplio intervalo, según la distribución de las velocidades moleculares de Maxwell



– Boltzmann. Si bien en el líquido la energía potencial media es alta, siempre hay moléculas que se mueven mucho más rápidamente que el promedio y que poseen energía cinética suficiente para vencer las fuerzas atractivas y pasar al vapor. La fracción de moléculas con energías mayores que un valor umbral está determinada por la distribución de Maxwell – Boltzmann y aumenta con la temperatura. Entonces, es lógico que  $p_v$  también lo haga. Si la temperatura desciende, disminuye la fracción de moléculas en el vapor con energías suficientes para vencer la atracción molecular y entonces parte del vapor se condensa. Es lo que ocurre cuando el vapor del caldo hirviendo alcanza los vidrios de la ventana en un día de invierno.

Si en un recipiente cerrado inicialmente vacío se introduce agua líquida, al principio la velocidad de evaporación es máxima y la de condensación, despreciable, lo que se indica por cero en el gráfico de la Figura IV.10.b. A medida que transcurre el tiempo, la cantidad de moléculas en el vapor aumenta y otro tanto hace la velocidad de condensación. Simultáneamente la velocidad de evaporación disminuye hasta que, finalmente, ambas velocidades se igualan. A partir de entonces el sistema se encuentra en equilibrio físico, y permanecerá bajo esas condiciones indefinidamente, siempre que la temperatura no cambie. La cantidad de moléculas en ambas fases permanece sin variaciones, y la presión del vapor es la correspondiente a la temperatura del sistema. Sin embargo, el equilibrio es dinámico y tanto la evaporación del agua como su condensación continúan ocurriendo, de modo que hay un intercambio permanente de moléculas entre ambas fases. Figura IV.10.



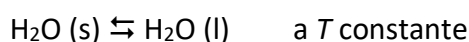
**Figura IV.10. a.** Cuando un líquido se encuentra en un recipiente cerrado, se evapora hasta que se alcanza una presión igual a la presión de vapor que corresponde a la temperatura del sistema. **b.** Gráfico de la velocidad de evaporación y de condensación en función del tiempo.

El estado de equilibrio físico entre el líquido y el vapor, que se expresa como sigue:

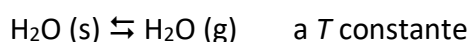


Si la temperatura sube lo suficiente como para que la presión de vapor se iguale a la presión exterior, el cambio de fase ocurre de manera masiva. Esta es la *Temperatura Normal de Ebullición*. Por eso una disminución de la presión exterior favorece los cambios de fase progresivos. Lo inverso ocurre para los cambios de fase regresivos.

De modo análogo a lo discutido para la evaporación de un líquido puede describirse el proceso de fusión de un sólido. En un recipiente cerrado, la fase sólida y la fase líquida de una sustancia alcanzarán el equilibrio de fusión a una temperatura constante cuando las velocidades de fusión y de solidificación se igualen.



Otro tanto ocurrirá cuando las condiciones de presión y temperatura sean tales que el sólido pase a la forma gaseosa sin pasar por la fase líquida. El equilibrio de sublimación ocurrirá cuando las velocidades de sublimación y sublimación inversa se igualen. En este caso, el valor de la presión de vapor del sólido queda definida para la temperatura del equilibrio.



#### **IV.7. Solubilidad**

La solubilidad es una medida de la capacidad que posee una sustancia (solute) para disolverse en un medio (solvente). La distinción entre soluto y solvente no siempre es clara, y es costumbre llamar solvente al componente que está en mayor proporción. La solubilidad se considera una propiedad física, pero es tan dependiente de las estructuras moleculares de las especies que también puede analizarse como una propiedad química. La solubilidad controla una enorme variedad de procesos geológicos, ambientales, biológicos y tecnológicos.

La disolución es la dispersión de una sustancia en otra a nivel molecular. Tanto solutos como solventes pueden ser sólidos, líquidos o gaseosos. El aire es una solución de gases, las aleaciones metálicas son soluciones sólidas, el alcohol medicinal es una solución líquida (alcohol – agua), el agua de mar es una solución de gases y sólidos en líquido, etc.

Todo solvente posee una capacidad limitada de incorporar moléculas de soluto. Cuando una solución contiene la cantidad máxima de soluto que es capaz de disolver a una dada temperatura y presión, la solución está saturada. Si además está en contacto con un exceso de soluto puro, el sistema está en equilibrio.

No todas las sustancias se disuelven en un mismo solvente, ni lo hacen en la misma proporción. Cuando preparamos infusiones, té, café, mate, se incorporan al agua caliente una serie de sustancias solubles, entre ellas, las responsables del sabor y del color de estas bebidas. La borra del café, del té, o el residuo de yerba mate contienen otro grupo de sustancias que no se disuelven, como la celulosa. El cloruro de cobre (II) dihidratado ( $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ) es soluble en agua y en alcohol. En el primer caso la solución es celeste y en el segundo es verde. Sin embargo, esta sal no es soluble en tetracloruro de carbono por lo que el sólido permanece como un residuo (Figura IV.11).



**Figura IV.11.** Solución de cloruro de cobre (II) ( $\text{CuCl}_2$ ) en agua (celeste) y alcohol (verde). Esta sal no se disuelve en tetracloruro de carbono (imagen de la derecha).

Los incrementos de temperatura suelen modificar la solubilidad de los sólidos en agua, generalmente aumentándola, aunque existen algunas sales con las que ocurre lo contrario. Tal es el caso del carbonato de litio,  $\text{Li}_2\text{CO}_3$ , o el sulfato de cerio hidratado,  $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ . Otros compuestos presentan una solubilidad que varía sólo ligeramente con la temperatura como el cloruro de sodio,  $\text{NaCl}$ . La solubilidad de la mayoría de los gases en agua aumenta cuando la temperatura disminuye.

La presión también modifica la solubilidad. Un ejemplo interesante es el del carbonato de calcio en los sedimentos marinos. Su solubilidad aumenta con la presión, de modo que los caparazones de carbonato de calcio de numerosos organismos, que se depositan sobre el lecho marino, se disuelven en las fosas oceánicas, donde la presión hidrostática es muy alta.

El agua es considerada el solvente universal, debido a su capacidad para disolver una enorme variedad de compuestos, sólidos, líquidos y gaseosos, tanto inorgánicos como orgánicos. Estos temas serán discutidos con mayor detalle en el Capítulo VIII.

Un comportamiento que se verifica casi siempre es que “lo semejante disuelve a lo semejante”. Los compuestos como el alcohol, que contiene grupos  $-\text{OH}$  se disuelven en agua, que también los tiene, en tanto que numerosas sustancias orgánicas se disuelven en aceite. Así, los utensilios plásticos de uso culinario como ralladores o mandolinas manchados de anaranjado por el caroteno de las zanahorias se pueden limpiar con un papel absorbente embebido en aceite comestible, el que después se elimina con detergente.

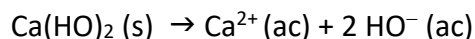
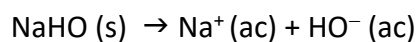
Es imprescindible contar con un sistema confiable de modos de expresar las cantidades relativas de los diferentes componentes presentes en una solución, o sea sus concentraciones. Las formas más frecuentes son: porcentaje de peso o masa de un componente en un volumen de solución, % p/v, o % m/v; porcentaje de peso o masa de un componente en peso o masa de solución, % p/p o % m/m; partes por millón, ppm; partes por billón, ppb; y molaridad, M. Se recomienda repasar estas medidas en cualquier libro de química general.

#### *IV.7.1. Soluciones de electrolitos solubles y poco solubles*

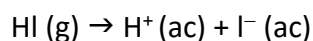
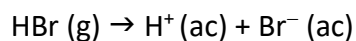
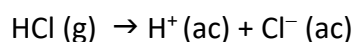
Las sustancias iónicas, típicamente los compuestos formados por cationes y aniones, son un grupo sumamente importante de solutos. Muchos de ellos son altamente solubles, como los que se indican en los puntos siguientes. La abreviatura (ac)

indica que cada ión está hidratado, o sea rodeado de un cierto número de moléculas de agua.

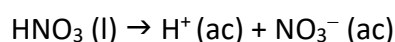
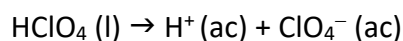
- Las bases de los elementos de los grupos I y II, y de algunos metales:



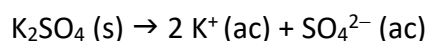
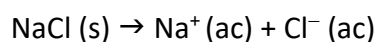
- Los hidrácidos de los halógenos cloro, bromo y yodo, los ácidos clorhídrico, bromhídrico y yodhídrico:



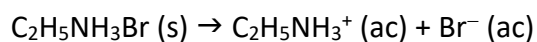
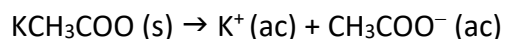
- Los oxácidos considerados ácidos fuertes, como los ácidos perclórico y nítrico:



- Las sales iónicas, como el cloruro de sodio o el sulfato de potasio:



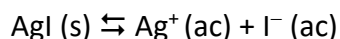
- Las sales orgánicas como el acetato de potasio o el bromuro de etilamonio:



Muchos de estos compuestos reciben el nombre de electrolitos.

Un *electrolito* es una sustancia tal que, disuelta en el solvente adecuado se separa total o parcialmente, en iones. Esto se evidencia en la capacidad de estas soluciones de conducir la corriente eléctrica. Los electrolitos son sustancias iónicas o fuertemente polares, tanto inorgánicas como orgánicas, aunque predominan las primeras.

Existe un número importante de compuestos iónicos que, agregados al agua, se disocian escasamente. Son los denominados electrolitos poco solubles, como el ioduro de plata, AgI.

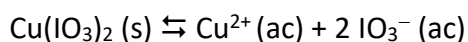


En este caso la disolución es parcial, hasta que se establece el equilibrio de solubilidad indicado por la doble flecha. A partir de entonces la disolución ocurre a la misma velocidad que la precipitación, de modo que las concentraciones de  $\text{Ag}^+$  y  $\text{I}^-$  se mantienen constantes. La concentración del ioduro de plata sólido se considera constante independientemente de la cantidad presente, por ser un sólido puro.

El producto de las concentraciones molares de los iones en solución se conoce como constante del producto de solubilidad o  $K_{ps}$ , cuyo valor depende de la temperatura y del electrolito poco soluble. Para el ioduro de plata,

$$K_{ps} (\text{AgI}) = [\text{Ag}^+] \times [\text{I}^-] = 8,5 \times 10^{-17} \text{ a } 25^\circ\text{C}.$$

Los corchetes indican concentraciones molares en el equilibrio. Una sal poco soluble como el iodato de cobre (II)  $\text{Cu}(\text{IO}_3)_2$  participa en el siguiente equilibrio:



$$K_{ps} [\text{Cu}(\text{IO}_3)_2] = [\text{Cu}^{2+}] \times [\text{IO}_3^-]^2 = 1,3 \times 10^{-7} \text{ a } 25^\circ\text{C}$$

Por producirse el doble de iones iodato que de cobre, la concentración del primero está elevada al cuadrado. Los sólidos y los líquidos puros no se explicitan en las constantes de equilibrio.

Se denomina solubilidad  $s$  a la cantidad de moles de sal disueltos por litro de solución, a una dada temperatura.

En el caso del ioduro de plata, por cada mol de sal que se disuelve se forma un mol de catión plata y un mol de anión ioduro, de forma tal que

$$[\text{Ag}^+] = [\text{I}^-] = s$$

$$K_{ps} (\text{AgI}) = s \times s = s^2 = 8,5 \times 10^{-17}$$

$$s = (8,5 \times 10^{-17})^{1/2} = 9,21 \times 10^{-9} \text{ M}$$

Entonces, una solución saturada de ioduro de plata alcanza el equilibrio cuando se han disuelto  $9,21 \times 10^{-9}$  moles de sal por cada litro de solución.

Para el caso del iodato de cobre (II), cada mol de sal disuelta aporta un mol de  $\text{Cu}^{2+}$  y dos moles de iodato:

$$\begin{aligned}[\text{Cu}^{2+}] &= s & [\text{IO}_3^-] &= 2s \\ K_{ps} [\text{Cu}(\text{IO}_3)_2] &= s \times (2s)^2 = 4s^3 = 1,3 \times 10^{-7} \\ s &= \sqrt[3]{\frac{1,3 \times 10^{-7}}{4}} = 1,27 \times 10^{-3} \text{ M}\end{aligned}$$

La solubilidad del iodato de cobre (II) es mucho mayor que la del ioduro de plata. Tanto los electrolitos solubles como los poco solubles son fundamentales en los seres vivos, y en la naturaleza. Sus aplicaciones tecnológicas son múltiples, como el almacenamiento de energía química en las baterías, tan utilizadas en la industria electrónica: computadoras, teléfonos celulares, marcapasos, iluminación, células de combustión de las naves espaciales y vehículos eléctricos, entre muchas otras aplicaciones.

#### IV.7.2. Miscibilidad de los líquidos

Cuando se trata de la mezcla de dos o más líquidos, es más frecuente hablar de *miscibilidad* que de solubilidad. Se dice que dos líquidos son *miscibles en todas proporciones* cuando cada uno de ellos se disuelve completamente en el otro, prácticamente bajo cualquier condición, como el ácido acético (componente del vinagre comestible) y el agua, o el alcohol medicinal (etanol) y el agua.

Una característica de las soluciones líquidas es que los volúmenes de los componentes pueden no ser aditivos. Es el caso del alcohol y el agua: si se mezclan 1 L de agua y 1 L de alcohol, no se obtienen 2 L de solución sino un volumen menor. La Farmacopea Argentina<sup>2</sup> trae tablas donde se indican los volúmenes iniciales de agua y alcohol medicinal (96º) para obtener las soluciones de diferentes concentraciones. Por ejemplo, para preparar alcohol al 70%, muy usado como desinfectante, la proporción es de 100 mL de alcohol de 96º por cada 40,85 mL de agua. Es un error frecuente mezclar 70 mL de alcohol con 30 mL de agua.

---

<sup>2</sup> Código oficial argentino donde se describen las drogas, medicamentos y productos médicos necesarios o útiles para el ejercicio de la medicina y la farmacia.

La eliminación del agua presente en el alcohol de 96° para obtener alcohol absoluto es un proceso dificultoso.

Existen otros líquidos que son *parcialmente miscibles*, ya que se disuelven en un intervalo acotado de proporciones y bajo ciertas condiciones de temperatura, como el agua y el éter etílico.

Dos líquidos son *inmiscibles* cuando no se mezclan apreciablemente, como el agua y el aceite comestible.

#### **IV.8. Sistemas muy interesantes: los coloides**

Las soluciones verdaderas son sistemas homogéneos a todo nivel de observación, en las suspensiones, sin duda heterogéneas, las partículas son visibles a simple vista. Los límites entre estos dos tipos de sistemas no son abruptos sino graduales, como ocurre con frecuencia en el mundo natural. Entre ambos extremos se encuentran los *coloides*.

##### *IV 8.1. Características de los coloides*

Los coloides son dispersiones de partículas cuyos tamaños van aproximadamente desde 1 nm hasta 1  $\mu\text{m}$ . Estas partículas son mucho mayores que las moléculas comunes (pueden contener varios cientos de miles de ellas) y se aproximan al tamaño de las macromoléculas de alta masa molecular, como ciertas proteínas, polisacáridos y polímeros sintéticos.

Por lo general los coloides son sistemas estables cuyos componentes no se separan ni por sedimentación ni por flotación, pero a veces son retenidos por membranas adecuadas.

Dado el pequeño tamaño de las partículas coloidales, poseen una enorme relación superficie/volumen y las propiedades superficiales inciden fuertemente en el comportamiento del sistema. Así, a temperatura constante, la solubilidad de las partículas coloidales sólidas es tanto mayor cuanto menor es su diámetro; del mismo modo las pequeñas gotitas en la niebla se evaporan en mayor proporción que el líquido masivo y por lo tanto tienen una presión de vapor más alta a igual temperatura.

El aumento de superficie por la subdivisión de la masa de un sólido no es privativo de los coloides. Pensemos en 1 kg de papas a las que hay que pelar. Si las papas son grandes (pocas papas en el kilogramo), la cantidad de cáscara será menor que si tenemos muchas papas pequeñas, a igualdad de masa.



Las soluciones coloidales son perfectamente homogéneas a simple vista. Las partículas coloidales son demasiado pequeñas para ser visibles bajo el microscopio óptico, pero lo suficientemente grandes como para dispersar la luz. Según el tamaño de las partículas coloidales, las soluciones pueden ser transparentes, o tener más bien un aspecto lechoso, como la leche misma, la niebla, el humo, debido a que las partículas en estos sistemas son más grandes. La capacidad de los sistemas coloidales de dispersar la luz se pone de manifiesto al hacer que los rayos laser<sup>3</sup> se vuelvan visibles.

Una solución coloidal es transparente cuando se la ilumina en la dirección de observación. Pero si es atravesada por un haz luminoso en la dirección perpendicular a la de observación, en una habitación oscura, se podrá visualizar el rayo a partir de una serie de puntos luminosos. Este fenómeno se conoce como efecto Tyndall.

#### *IV.8.2. Clasificación de los coloides*

Existen varias formas útiles de clasificar los coloides. La siguiente se basa en el estado de agregación de las fases dispersa y la dispersante.

##### *Sol o gel (sólido en líquido)*

Es el coloide formado por partículas sólidas dispersas en un líquido. El agua barrosa es un ejemplo típico, donde las diminutas escamas de arcilla sólida, (estructuras laminares de silicatos de aluminio y otros cationes metálicos), se suspenden en agua en virtud de las cargas negativas fijas de los silicatos. Los contra-iones suelen ser sodio, potasio, calcio y magnesio. Otros soles son la tinta de las impresoras de chorro de tinta y la pintura.

##### *Aerosol (sólido en gas o líquido en gas)*

Un sistema clásico de sólido disperso en gas es el humo, donde las partículas sólidas de carbono se dispersan en los gases de combustión. Las dispersiones de líquido en gas son la niebla, las nubes cálidas, y muchos productos cosméticos como las lacas para fijar los peinados, los perfumes, los desodorantes en aerosol, etc.

---

<sup>3</sup> La palabra láser se originó en el acrónimo de *Light Amplification by Stimulated Emission of Radiation*, cuya traducción es Amplificación de la Luz por Emisión Estimulada de Radiación. Se obtiene cuando se hacen incidir fotones sobre una muestra de átomos previamente excitados. En el momento de la interacción del fotón con el átomo, éste emite un nuevo fotón coherente con el anterior, es decir, las crestas y los valles de ambas ondas coinciden exactamente, y lo mismo ocurre con todos los fotones del haz de radiación.



**Figura IV.12.** El humo es un aerosol donde pequeñas partículas sólidas de dimensión coloidal, se dispersan en un gas.

#### *Dispersión sólida (sólido en sólido)*

Se trata de partículas sólidas de tamaño coloidal dispersas en otro sólido, como es el caso de partículas coloidales metálicas en los vidrios intensamente coloreados de los vitrales, o algunas aleaciones metálicas donde la fase dispersa no alcanza a disolverse a nivel atómico. Las relaciones entre coloides y color son sumamente interesantes, como discutiremos en el capítulo IX.

#### *Emulsión líquida (líquido en líquido)*

Pequeñísimas gotitas de un líquido se dispersan en el seno de otro, tal como ocurre en la leche (gotas de grasa en agua) y en la mayonesa (pequeñas gotas de agua en aceite vegetal, o globulitos de lecitina de la yema de huevo también en aceite vegetal). Las emulsiones son muy usadas en alimentos, productos farmacéuticos y en

cosmética. También se forman en presencia de sustancias anfifílicas, como veremos en el Capítulo VII.

#### *Emulsión sólida (líquido o sólido en sólido)*

Un líquido se dispersa en un sólido, como es el caso del asfalto (mezcla de diferentes derivados del petróleo líquidos y sólidos). Otras emulsiones sólidas son la manteca, el queso y los helados. Los ópalos o el ágata son piedras veteadas muy vistosas donde las partículas de sílice (dióxido de silicio,  $\text{SiO}_2$ ), densamente empaquetadas, dejan algunos intersticios que son ocupados por otras moléculas también de sílice, pero que contienen agua de hidratación.

Los geles son un caso particular de emulsión sólida, como los postres de gelatina.

#### *Espumas (gas en líquido)*

Se forman principalmente cuando se incorporan gases a soluciones acuosas de sustancias tensioactivas como jabones y detergentes. Una sustancia tensioactiva es la que disminuye la tensión superficial del agua como discutiremos en el capítulo VIII.

#### *Espumas sólidas (gas en sólido)*

Algunas lavas volcánicas, como la piedra pómez contiene microburbujas de aire incorporadas a la masa de silicatos. Algunas espumas sintéticas de aire en cerámicos tienen amplia aplicación como aislantes. Las zeolitas, un tipo particular de arcilla, engloban burbujas de aire de tamaño coloidal.

Los coloides acuosos suelen clasificarse en dos tipos, según la fuerza de las interacciones entre las moléculas o iones de la sustancia dispersada, y las de agua.

#### *Coloides hidrofílicos*

Los postres de gelatina y los flanes son ejemplos de coloides hidrofílicos. Tanto las proteínas de la gelatina como el almidón de los flanes poseen numerosos grupos hidrofílicos que establecen interacciones atractivas con el agua, o grupos  $-\text{COOH}$  o  $-\text{OH}$ , que pueden formar numerosos puentes de hidrógeno. (Ver VIII.4.2).

### *Coloides hidrofóbicos*

La leche (grasa en agua) o la crema para manos (agua en grasa) son coloides hidrofóbicos ya que las interacciones entre ambos tipos de moléculas son predominantemente repulsivas. Los coloides hidrofóbicos son inestables a menos que se agregue un tercer componente con propiedades estabilizantes o emulsionantes.

#### *IV.8.3. Las nanociencias*

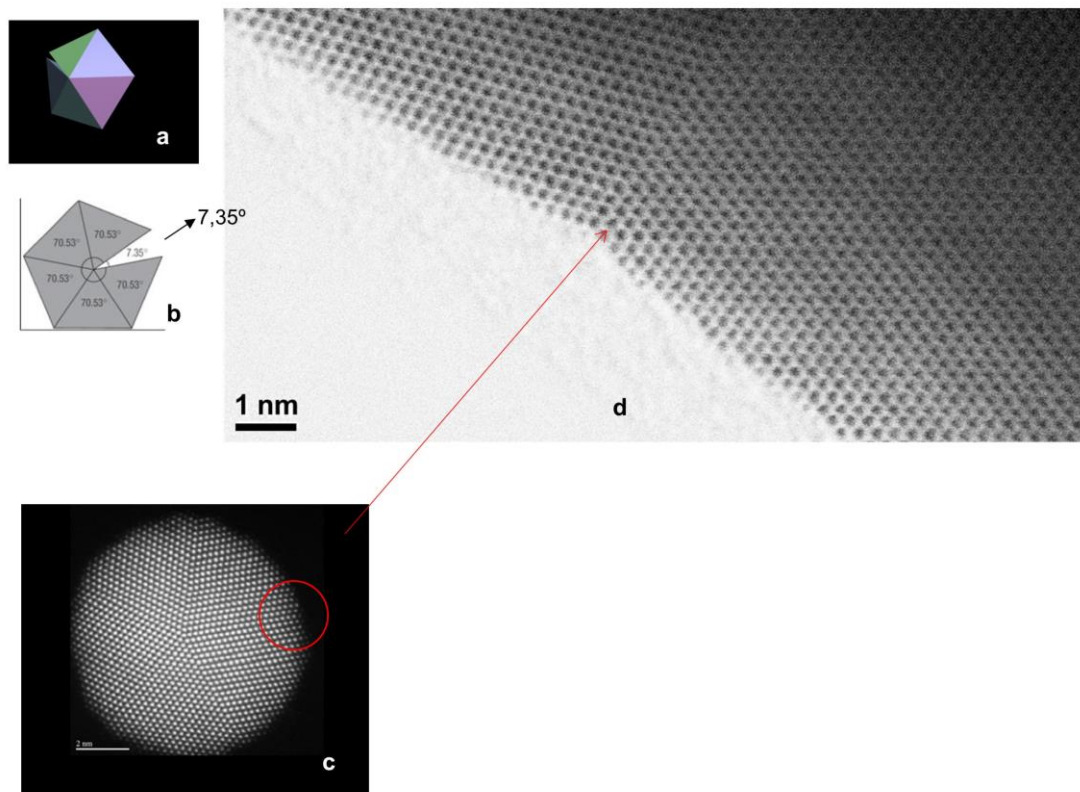
Las partículas coloidales más pequeñas, de tamaños entre 1 y 100 nm, son las protagonistas de los nanomateriales. Lo más sorprendente de las nanociencias y de la nanotecnología es que permiten el estudio y la manipulación de la materia a escala de nanopartículas e incluso a nivel molecular y atómico. Estos desarrollos, propios de una novela de ciencia ficción, son la consecuencia de un principio de la mecánica cuántica, el efecto túnel, utilizado por instrumentos tan revolucionarios como los *microscopios de efecto túnel* y de *fuerza atómica*, que permiten registrar mapas energéticos de las superficies. Estos mapas pueden decodificarse mediante programas computacionales adecuados, y lograr imágenes atómicas y moleculares. Otra herramienta inapreciable a la hora de lograr información estructural a nivel molecular es la HRTEM (ver punto III.8.3).

En la Figura IV.13 se muestra la imagen de HRTEM de una nanopartícula de oro facetada con geometría decaédrica. Los planos cristalográficos se indican mediante los índices de Miller, una convención que, con tres números, permite diferenciarlos con precisión. Puede observarse con toda claridad la unión de dos facetas, plano cristalográfico 111. También se incluyen los esquemas geométricos correspondientes.

Para cerrar el decaedro hacen falta  $7,35^\circ$ , tal como se muestra en la Figura IV.13.b, lo que produce una fuerte tensión en las zonas donde se unen las cinco caras, tal como se observa en la Figura IV.13.d, señalado por la flecha.

Los avances en la química para la obtención de nanopartículas permite actualmente regular sus tamaños y formas, incluso sintetizarlas con la participación de dos metales, no en aleación sino uno en el centro y otro en los alrededores, lo que se conoce como nanopartículas "*core-shell*" (carozo-corteza). En la Figura IV.14 se muestra una nanopartícula de oro rodeada con paladio. La imagen fue tomada en el modo Microscopía Electrónica de Transmisión y Barrido, STEM, por su sigla en inglés, *Scanning Transmission Electron Microscopy*. En estas condiciones la intensidad del brillo es proporcional al número atómico de los elementos presentes en la nanopartícula, 46

para el paladio 79 y para el oro. Por esto, el interior de la nanopartícula es más brillante que la capa exterior.

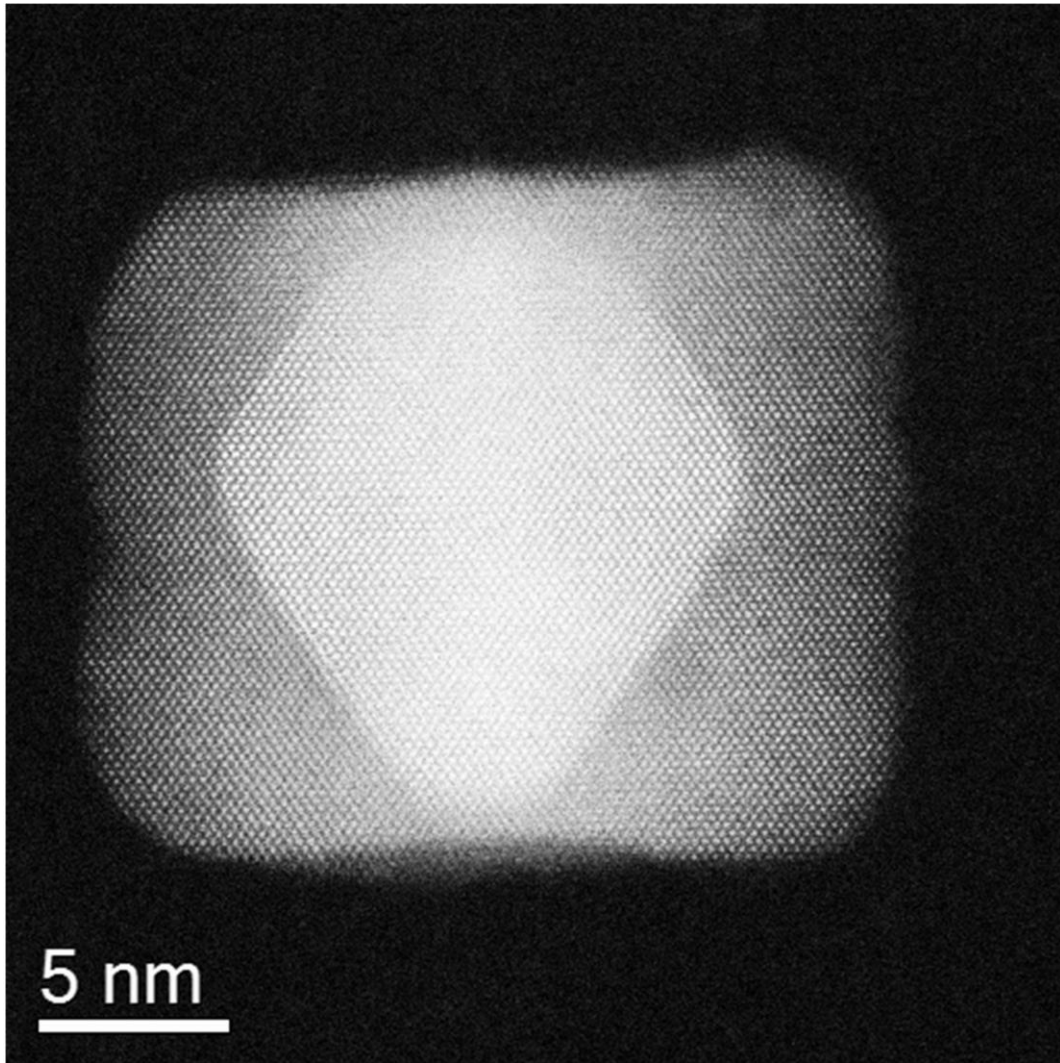


**Figura IV.13** Imagen de HRTEM de una nanopartícula de oro facetada con estructura de decaedro tensionado. **a.** Esquema de la partícula. **b.** Esquema del decaedro con indicación de la tensión introducida. **c.** Imagen HRTEM de la partícula donde se puede observar el facetado. **d.** Ampliación del borde de la imagen donde se ve la arista con mayor detalle. Imagen obtenida por Marcelo Mariscal.

Se han sintetizado también nanopartículas de tres capas, un carozo de oro, una capa de paladio y finalmente una tercera capa nanoporosa de platino.

Las aplicaciones de las nanopartículas y de los nano - dispositivos en todos los campos de las actividades humanas son absolutamente inéditas, y sin duda marcan un nuevo paradigma para el conocimiento del mundo natural, las ciencias de la salud, los nuevos materiales y la tecnología. La página <http://www.nanotech-now.com/> (en inglés), aporta datos actualizados sobre los avances en este fascinante campo.

En el Capítulo IX, y en relación con los colores, se retoma el tema de las nanopartículas coloidales y se proponen algunas actividades de laboratorio.



**Figura IV.14.** Imagen de HRTEM de una nanopartícula bimetálica. El centro romboédrico más brillante corresponde a oro y el recubrimiento exterior es paladio. Es lo que se conoce como nanopartículas “*core-shell*” (carozo-corteza). Esta imagen fue tomada en el modo Microscopía Electrónica de Transmisión y Barrido, STEM, por su sigla en inglés, *Scanning Transmission Electron Microscope*. En estas condiciones la intensidad del brillo es proporcional al número atómico de los elementos presentes en la nanopartícula. Imagen obtenida por Marcelo Mariscal.

## ACTIVIDADES DEL CAPÍTULO IV

### IV.9. Actividades con lápiz y papel. Una mirada a los sistemas materiales

#### IV.9.1. Sustancias simples y compuestas

1. Indique cuáles de los siguientes sistemas son sustancias y cuáles son mezclas de sustancias: agua destilada, agua de mar, mayonesa, alcohol absoluto, vino tinto, gas oxígeno, oro metálico, acero, madera, dióxido de carbono, ácido nítrico, cloruro de sodio, arena, cemento *Portland*, jugo de naranjas, aire.
2. Indique cuáles de las siguientes sustancias son simples y cuáles son compuestas: gas oxígeno,  $O_2$ ; fosfina  $PH_3$ ; yeso,  $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ ; bicarbonato de sodio,  $NaHCO_3$ ; ácido cítrico,  $C_6H_8O_7$ ; metano,  $CH_4$ .

#### IV.9.2. Propiedades de la materia

- A. Indique si los siguientes sistemas son abiertos, cerrados o aislados, y justifique sus afirmaciones.
1. Un glóbulo rojo vivo.
  2. Un frasco de miel con tapa.
  3. La luna.
  4. Un árbol.
  5. El universo.
  6. Una botella de gaseosa sin abrir.
  7. Un termo con café, cerrado.
  8. Un paquete de leche en polvo envasada al vacío.
  9. Los océanos del planeta.
  10. El motor de un automóvil.
- B. Clasifique las siguientes propiedades en intensivas o extensivas.
1. El sabor del azúcar.
  2. El brillo de la plata.
  3. La masa de un leño.
  4. El volumen del lago Nahuel Huapí.
  5. Las propiedades corrosivas del ácido clorhídrico.
  6. La presión hidrostática.

7. La temperatura del aceite hirviendo.
8. La suavidad del terciopelo.
9. La concentración de sal en la sopa.
10. La fragilidad del cristal.

#### *IV.9.3. Algunas propiedades físicas*

- A. Flotabilidad y principio de Arquímedes. Comente los siguientes puntos.
1. Las causas del hundimiento del *Titanic* en 1912.
  2. Por qué puede navegar un buque de acero si la densidad de este material es  $\delta = 7,8 \text{ g cm}^{-3}$
  3. Cuándo un sólido puede flotar en el agua
  4. Aplicaciones del principio de Arquímedes sobre la flotabilidad de los cuerpos en los líquidos y en los gases.
- B. La teoría cinética de los gases y la temperatura. Comente los siguientes puntos.
1. Las moléculas se encuentran en constante movimiento. En el caso de los fluidos, los movimientos de traslación, rotación y vibración son muy importantes. Explícite las características de cada uno de ellos.
  2. Maxwell y Boltzmann establecieron la ley de distribución de las velocidades de las partículas de un gas. Busque en bibliografía el gráfico correspondiente para dos temperaturas diferentes. Interprete el significado físico de ambas curvas.
  3. La energía cinética media de las moléculas en un fluido se relaciona con la temperatura. Busque en la bibliografía dicha relación matemática y comente su significado físico.

#### *IV.9.4. Estados de agregación de la materia y cambios de estado*

- A. Aspectos generales. Actividades para realizar, principalmente en grupo:
1. Construya un listado con propiedades de los gases, los líquidos y los sólidos y agrúpelas en macroscópicas y microscópicas.
  2. Describa cualitativamente las propiedades de compresibilidad y baja densidad de los gases en términos microscópicos.
  3. Discuta las diferencias entre temperatura y calor.
  4. Analice los conceptos de presión, volumen, temperatura, densidad y cantidad de sustancia y sus unidades respectivas en el SI (Capítulo II).



5. Compare las propiedades de la presión en fluidos (líquidos y gases) y en sólidos. Señale sus principales diferencias.

B. La presión de vapor.

1. Confeccione una lista con las palabras utilizadas en los párrafos referidos a los cambios de estado y a la presión de vapor, cuyo significado los alumnos generalmente desconocen, y defínalas.
2. ¿Por qué en invierno el vapor se condensa sobre los vidrios de las ventanas?
3. ¿Por qué algunas mañanas encontramos rocío sobre el pasto aunque no haya llovido?
4. ¿Qué es la humedad relativa ambiente? ¿Por qué su valor no es 0% ni siquiera en los días muy secos?
5. ¿Por qué los alimentos se cocinan más rápidamente en una olla de presión?
6. ¿Por qué el agua en la cima del Aconcagua, a 6.959 m de altitud, hierve a 75,5°C en lugar de 100 °C?
7. La ropa mojada tendida al sol, se seca. ¿Significa que el agua entró en ebullición?
8. Tres líquidos a la misma temperatura poseen presiones de vapor de 25 mbar, 15 mbar y 45 mbar respectivamente. Ordénelos según su grado de volatilidad.

C. Otras cuestiones, pero sobre los mismos temas.

1. En los días de verano, de mucho calor y humedad, decimos que está “muy pesado”. En ese caso, la presión atmosférica ¿es más alta o más baja que el valor medio?
2. En Navidad se lanzaban globos de papel con una mecha encendida, los que actualmente están prohibidos por razones de seguridad. ¿Por qué se elevaban?
3. ¿A qué se debe la diferencia entre las presiones atmosféricas medias de Córdoba y de Buenos Aires?

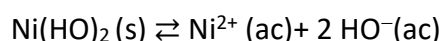
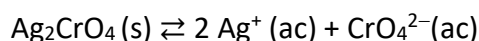
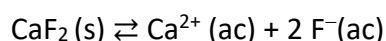
#### IV.9.5. Solubilidad

A. Indique cuáles de las siguientes soluciones son electrolíticas y justifique.

1. Agua de mar.
2. Azúcar en agua.
3. Parafina en octano.
4. Bicarbonato de sodio en agua.
5. Cúrcuma en aceite comestible.

B. Resuelva mediante cálculos los siguientes problemas.

1. Se agregan 0,5 g de la sal poco soluble cloruro de plata, AgCl, a un tubo de ensayo que contiene 10 mL de agua a 25°C. Se agita el tubo y se espera el tiempo suficiente para que se disuelva la máxima cantidad posible de la sal. Con posterioridad se toma una muestra de la solución y se determina que la concentración de iones cloruro es de  $1,67 \times 10^{-5}$  M. a) Plantee el equilibrio de disolución presente en la solución acuosa y la constante del producto de solubilidad a 25°C; ¿Cuánto vale la solubilidad del cloruro de plata a 25°C? b) ¿Cuál es la concentración de catión  $\text{Ag}^+$  en la solución? c) ¿Cuál es el valor numérico del  $K_{ps}$ ?
2. Dados los equilibrios de disolución para los electrolitos poco solubles fluoruro de calcio, cromato de plata e hidróxido de níquel (II),



- a) Escriba las expresiones correspondientes a las constantes del producto de solubilidad.; b) Si los respectivos valores de las constantes son  $K_{ps}(\text{CaF}_2) = 1,7 \times 10^{-10}$ ,  $K_{ps}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 1,9 \times 10^{-12}$  y  $K_{ps}(\text{Ni}(\text{OH})_2) = 1,6 \times 10^{-16}$ , calcule la solubilidad de cada sal.

#### IV.9.6. Los sistemas coloidales

Discuta en grupo los siguientes puntos.

1. Las diferencias más significativas entre las soluciones verdaderas, las suspensiones y los sistemas coloidales.
2. Los fenómenos ópticos que pueden observarse cuando la luz interacciona con sistemas coloidales.
3. Las diferencias principales entre un sol, un gel y una espuma. Dé ejemplos.
4. Las causas por las que un rayo láser es invisible en el aire seco y limpio pero se puede visualizar claramente en la niebla o en el humo.
5. Los alfareros llaman “bizcocho” a la pasta de arcilla y agua con la que pueden amasar sus piezas cerámicas. ¿De qué tipo de sistema coloidal se trata?
6. Un flan casero tradicional con crema chantilly, está formado por diferentes tipos de coloides. Mencione algunos.

7. Caracterice la mayonesa, la crema pastelera, el dulce de leche y la gelatina desde el punto de vista de los sistemas coloidales. Para cada uno, indique si se trata de coloides hidrofílicos o hidrofóbicos.
8. Proponga un procedimiento directo y simple que permita diferenciar entre una solución coloidal y una solución verdadera si ambas son transparentes.
9. ¿Se forma algún coloide cuando se baten las claras de huevo a punto de nieve? En caso afirmativo, ¿cuáles son sus características?
10. Busque en bibliografía ejemplos de espumas sólidas.

#### **IV.10. Actividades para meter las manos**

*Se disuelve, no se disuelve...hagamos reacciones químicas*

Algunas de las actividades que se proponen a continuación están adaptadas para su realización en el aula. Las referidas a densidad y solubilidad pueden ser llevadas adelante por los alumnos, son seguras y los insumos, accesibles. Por el contrario, las actividades referidas a las propiedades de los gases requieren algunos reactivos no disponibles fuera de un laboratorio químico, e implican cierto riesgo, por lo que deberán ser realizadas por el docente respetando las normas de seguridad.

#### **Objetivos**

Se pretende que los alumnos adquieran gradualmente los conocimientos y las destrezas necesarias para:

- Comprender el concepto de materia y el significado e implicancias de algunas de sus propiedades físicas.
- Conocer los estados de agregación de la materia, sus propiedades y cambios.
- Profundizar su nivel de conocimientos sobre el estado gaseoso.
- Analizar la dependencia entre presión, volumen y temperatura para un sistema gaseoso.
- Comprender el significado físico de la presión de vapor.

*IV.10.1. Hagamos banderas. Aplicación de conceptos de densidad, solubilidad y miscibilidad; solubilidad de un colorante en diferentes solventes*

Se presentan tres experimentos que permiten visualizar mediante cambios de color, las diferencias de solubilidad de sustancias colorantes en tres solventes distintos.

### **Elementos a utilizar**

- Agua
- Aceite comestible
- Alcohol medicinal
- Tinta azul soluble en agua
- Tinta roja soluble en agua.
- Tubos de ensayo
- 3 probetas de 10 mL
- Una gradilla o soporte para tubos de ensayo.

Los alumnos pueden realizar los procedimientos que siguen, bajo la supervisión del docente.

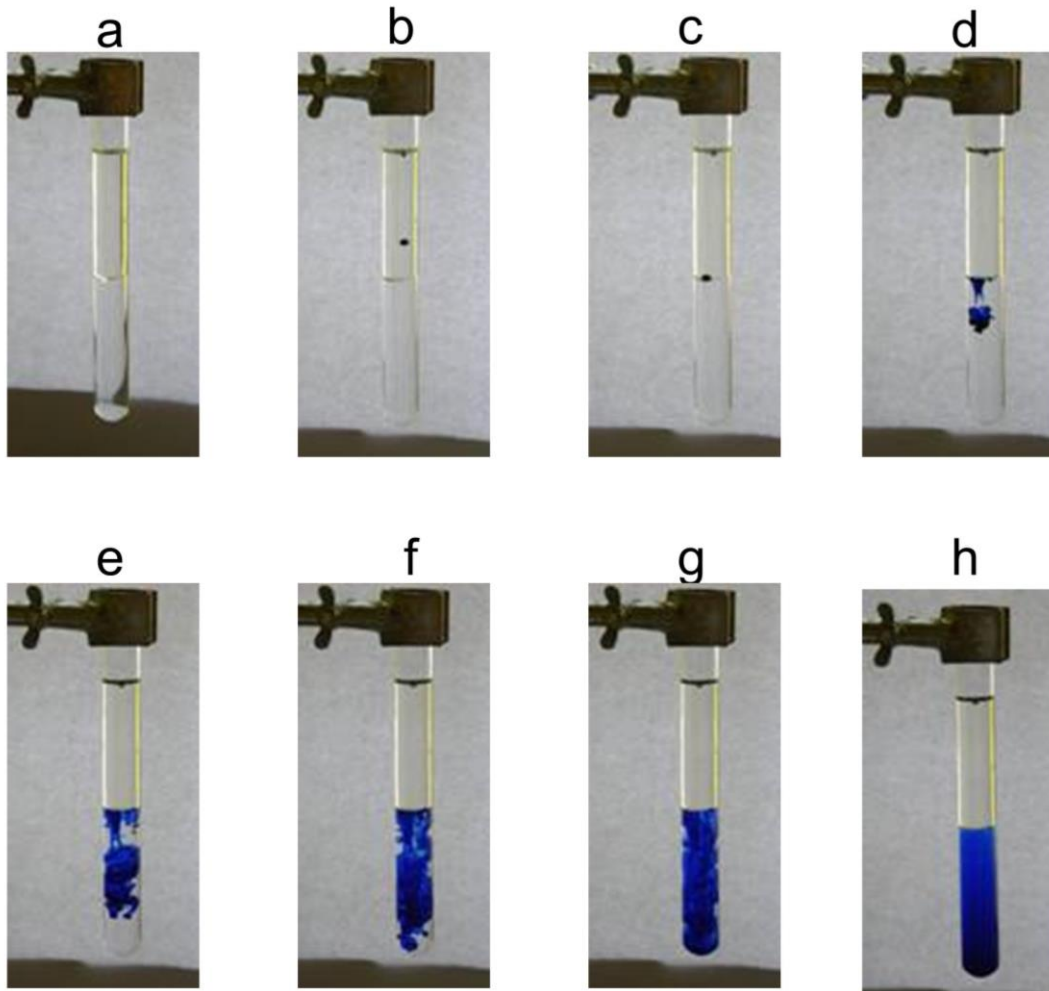
### *Experimento 1*

#### **Procedimiento**

1. Coloque en un tubo de ensayo aproximadamente 7 mL de agua y agregue lentamente 7 mL de aceite. Si no dispone de material adecuado para medir volúmenes, agregue agua hasta un tercio del tubo, y luego añada el mismo volumen de aceite (Figura IV.15.a). Para visualizar mejor los resultados del experimento no agite el tubo.
2. Agregue una gota de tinta azul y observe.

La gota de tinta desciende a través del aceite, manteniendo su forma, hasta alcanzar la zona de contacto aceite - agua. ¿A qué se debe este efecto? Cuando la gota de tinta llega al agua, cambia su comportamiento y pasado un tiempo el agua se tiñe de azul. ¿Qué puede decir acerca de la solubilidad del pigmento azul en agua y en aceite? ¿Por qué la gota de colorante no se disuelve en agua inmediatamente? Introduzca el tubo de ensayo en agua caliente y observe. Interprete el resultado.

La secuencia de fotos en la Figura IV.15 ilustra el agregado de la gota de tinta a un tubo con aceite y agua (IV.15.a), su paso por el aceite (IV.15.b y c), y su dispersión en el agua (IV.15.d-g). En IV.15. h se muestra la coloración final después de 15 o 20 minutos.



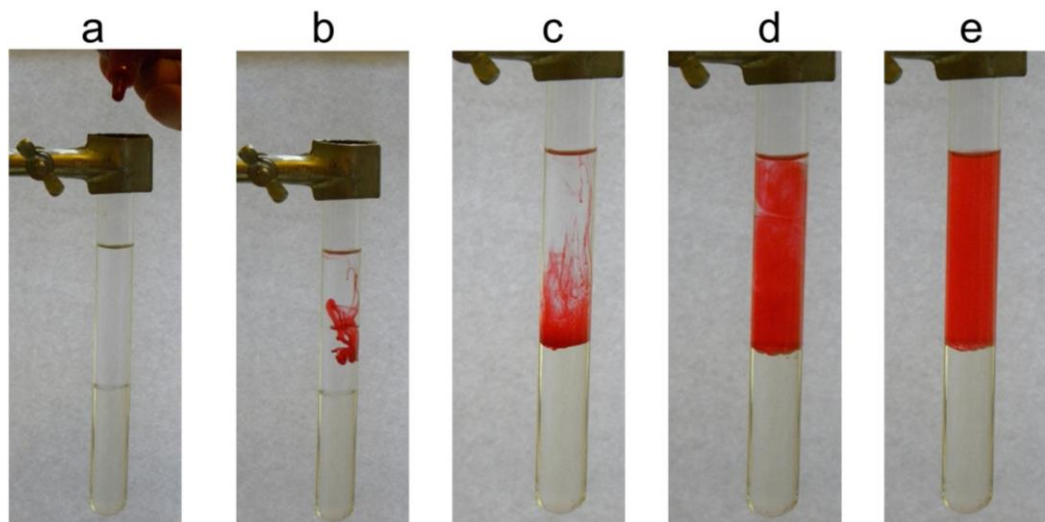
**Figura IV 15.** Experimento 1. Disolución selectiva de un colorante entre dos solventes inmiscibles. Ver texto.

### *Experimento 2*

#### **Procedimiento**

1. Repita el experimento anterior colocando 7 mL de aceite y luego 7 mL de alcohol. En este caso el aceite se ubica en el fondo del tubo y el alcohol encima. ¿Por qué? Recuerde que no debe agitar ambos líquidos para poder visualizar los resultados.
2. Agregue una gota de tinta roja y observe.
3. La gota de colorante desciende y va coloreando gradualmente al alcohol a medida que se dispersa, sin colorear el aceite. ¿Qué puede decir acerca de la miscibilidad de la tinta roja en alcohol y en aceite?

La secuencia de fotos en la Figura IV.16 ilustra el agregado de una gota de colorante rojo a un tubo con alcohol y aceite (IV.16.a) y su dispersión en el alcohol (IV.16 b-d). La Figura IV.16.e muestra la coloración final luego de transcurridos 5 minutos.



**Figura IV.16.** Experimento 2. Disolución selectiva de un colorante entre dos solventes inmiscibles.

### *Experimento 3*

Hemos visto cómo un colorante es soluble en un solvente, e insoluble en otro. De los experimentos anteriores se desprende que la tinta azul es soluble en agua, la roja, en alcohol y ambas son insolubles en aceite. Además, tengamos presente las diferencias de densidades entre el agua, el aceite y el alcohol, como así también sus respectivas miscibilidades. En función de estas propiedades, armaremos una “bandera” de tres franjas de color.

La densidad del agua es mayor que la del aceite (Experimento 1) y la densidad del aceite es mayor que la del alcohol (Experimento 2). A su vez el alcohol y el agua son inmiscibles con el aceite, pero el agua y el alcohol son miscibles entre sí. Discuta por qué la secuencia para colocar los tres solventes en el tubo de ensayo para que resulten tres capas bien diferenciadas debe ser agua, aceite y alcohol.

### **Procedimiento**

1. Coloque en un tubo de ensayo 3 mL de agua (menos de la tercera parte del tubo) y agregue lentamente 3 mL de aceite. Deje caer luego una gota de tinta azul tal como hizo en el Experimento 1.

2. Ahora agregue lentamente dejándolos escurrir por las paredes 3 mL de alcohol sin remover el contenido del tubo. Coloque una gota de tinta roja, como en el Experimento 2. Espere 15 a 20 minutos y podrá observar la coloración de las fases.
3. Agite el tubo que contiene las tres fases de agua, aceite y alcohol, espere el tiempo necesario para que se separen las nuevas fases. ¿Qué observa? Explique lo que ha ocurrido.

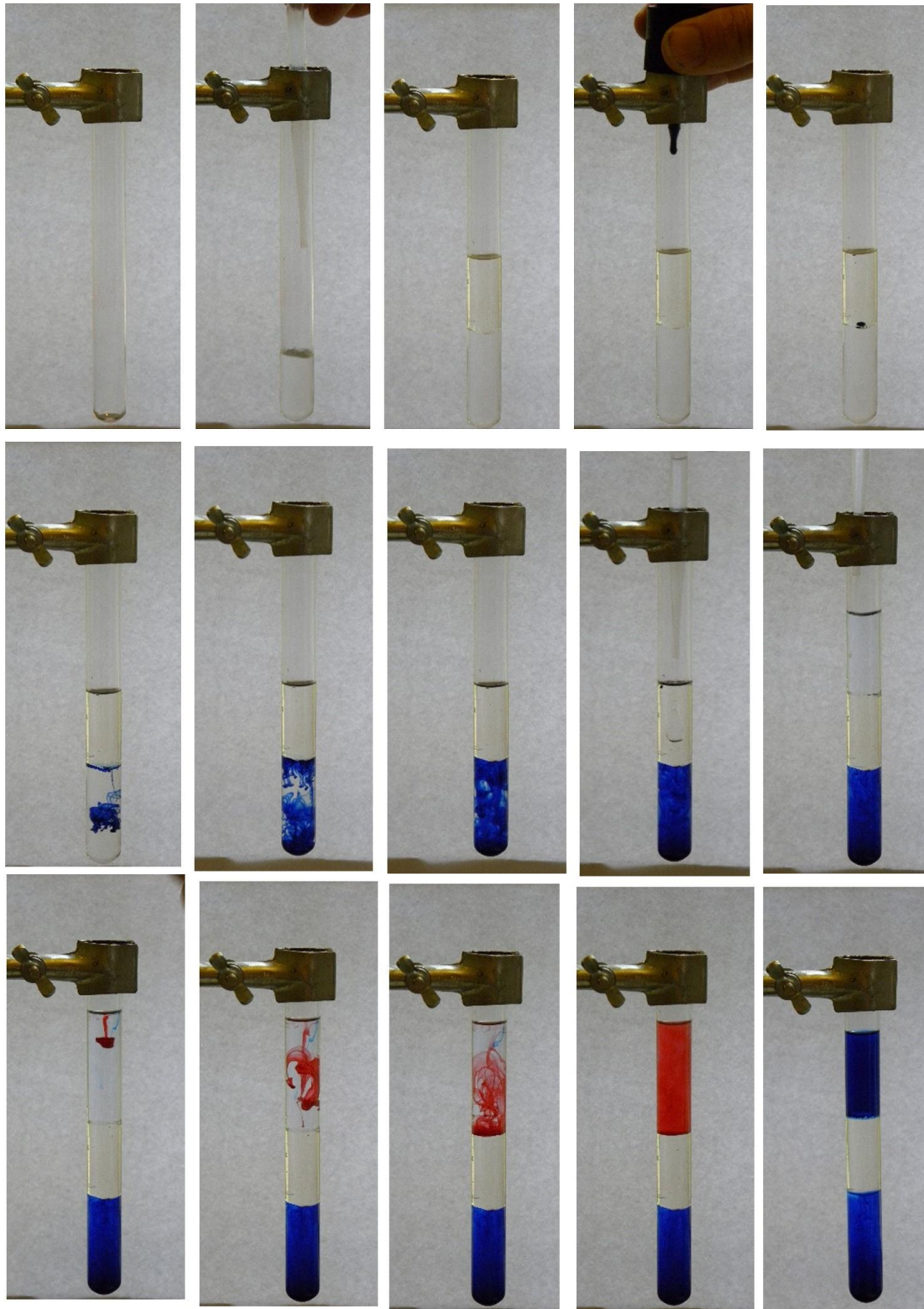
La secuencia de fotos en la Figura IV.17 ilustra el comportamiento de las fases ante el agregado de las gotas de tinta.

En forma análoga, empleando la tinta azul utilizada en los Experimentos 1 y 2, puede obtenerse como resultado una bandera azul e incolora tal como se muestra en la Figura IV.17.m.

### **Comentarios finales y conclusiones**

Comente con los alumnos las siguientes cuestiones:

- ¿Qué explicación microscópica cualitativa podríamos dar en referencia a la inmiscibilidad del agua y el aceite?
- Los colorantes se mezclan con el solvente mediante dos procesos conocidos como convección y difusión. Averigüemos en qué consisten y cuál de ellos es más importante para lograr la rápida dispersión del soluto.
- La difusión ocurre con mucha mayor rapidez en fase gaseosa que en fase líquida. La difusión en fase sólida requiere periodos extensos, solo alcanzables a escala geológica. ¿Qué explicación podemos dar a este comportamiento?



**Figura IV.17.** Experimento 3. Disolución selectiva de un colorante entre tres solventes inmiscibles.



#### IV.10.2. La presión de vapor y los cambios de estado

##### Experimento 4. Observación cualitativa de la presión de vapor de diferentes líquidos

###### Elementos a utilizar

Acetona  
Agua muy caliente ¡cuidado!  
2 tubos de ensayo  
2 probetas de 10 mL  
2 globos  
Cinta adhesiva

###### Procedimiento

1. Coloque en sendos tubos de ensayo 3 mL de agua destilada (Tubo 1), y 3 mL de acetona (Tubo 2). Coloque un globo en la boca de cada tubo y sujételos con cinta para evitar posibles pérdidas.
2. Coloque ambos tubos de ensayo en un recipiente con agua muy caliente y espere unos minutos.
3. Observe y registre lo ocurrido.
4. Terminado el experimento, retire cuidadosamente ambos globos y descártelos.

###### Comentarios finales y conclusiones

Comente con los alumnos las siguientes cuestiones:

- ¿A qué se debe que los globos cambien de volumen?
- ¿Cuál de ellos se infló más? ¿Por qué?
- De acuerdo con sus observaciones, indique cuál líquido es más volátil. Indique cualitativamente cuál de los dos tendrá mayor presión de vapor.
- ¿De qué propiedades microscópicas depende el comportamiento observado?

#### IV.10.3. Estados de agregación. Propiedades de los gases

##### Experimento 5. *Regreso a la infancia: juguemos con barquitos*

###### **Elementos a utilizar**

- Una palangana o fuentón con agua.
- Papel de aluminio.
- Papel satinado.

###### **Procedimiento**

1. Hacer barquitos con el papel satinado y con el papel de aluminio y ponerlos a “navegar” en la palangana. ¿Ambos flotan?
2. Abolle los barquitos de papel y de aluminio hasta que queden dos bolitas y comprímalas con una pinza para compactarlas lo más posible.
3. Coloque ambos bollitos en el agua.
4. ¿Qué ocurre ahora con el papel y con el aluminio? Explique lo observado sobre la base del principio de Arquímedes.

##### Experimento 6. *Reacciones que generan gases*

Los gases se pueden obtener por medio de transformaciones físicas, tales como: evaporación de un líquido, por ejemplo agua o quitaesmaltes; por sublimación de un sólido, como hielo seco o yodo; o mediante reacciones químicas.

##### Experimento 6.A. *Reacción de cobre metálico con ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>). Formación de dióxido de nitrógeno*

###### **Elementos a utilizar**

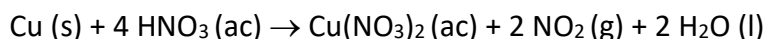
- Alambre de cobre
- Ácido nítrico HNO<sub>3</sub> 8 M ¡Mucho cuidado!
- Probeta de 20 mL
- Erlenmeyer con tapón de goma, o en su defecto un frasco transparente con buena tapa.
- Papel de lija o elemento que sirva para raspar (cuchillo o trincheta)

### Aclaración importante

El ácido nítrico es un ácido mineral fuerte y muy oxidante, que puede producir quemaduras graves en los ojos y en la piel. El gas formado en la reacción propuesta es irritante. Esta actividad no debe ser realizada por los alumnos, sino por el docente bajo estrictas normas de seguridad.

### Procedimiento

1. Raspe suavemente con lija, cuchillo o trincheta los alambres de cobre para limpiar la superficie y corte tres trozos de no más de 3 cm de largo.
2. Coloque 10 mL de HNO<sub>3</sub> en el erlenmeyer y añada el cobre.
3. Tape el erlenmeyer.
4. Preste atención a los cambios que ocurren en el interior del recipiente.
5. ¿Qué nuevos colores aparecen en cada fase? ¿A qué compuestos se deben? Explique lo ocurrido sobre la base de la siguiente reacción:



### *Una confusión frecuente*

Cuando el motor de un automóvil está en funcionamiento, las temperaturas son lo suficientemente elevadas como para que reaccionen el oxígeno y el nitrógeno del aire para formar óxidos de nitrógeno, entre ellos el NO<sub>2</sub>. ¿Existe alguna relación entre la coloración de este gas y el de las capas de aire contaminado en la ciudad?

La respuesta es no. Las coloraciones amarronadas del aire se deben a la dispersión de la luz por parte de las partículas en suspensión, muchas de ellas provenientes de los escapes de los automotores, y no a la presencia de NO<sub>2</sub>. Si bien este gas es de color marrón, su concentración en el aire de la ciudad no es suficiente como para colorearlo. En las ciudades donde se produce smog, la polimerización de peróxidos orgánicos formados por acción del ozono determina la generación de partículas coloidales responsables de la dispersión de la luz, con generación de colores terrosos. En ese caso, el color sucio del aire tampoco se debe a la presencia de NO<sub>2</sub>.

*Experimento 6.B. Reacción entre el bicarbonato de sodio (NaHCO<sub>3</sub>) y el ácido acético. Formación de dióxido de carbono*

### Elementos a utilizar

- Bicarbonato de sodio NaHCO<sub>3</sub>
- Vinagre blanco (incoloro)

1 tubo de ensayo  
1 globo  
Cinta adhesiva

### Procedimiento

1. Coloque una pizca de  $\text{NaHCO}_3$  en el globo.
2. Coloque aproximadamente 10 mL de vinagre en un tubo de ensayo.
3. Conecte el globo a la boca del tubo, asegúrelo con la cinta de modo de evitar pérdidas y luego deje caer el bicarbonato dentro del tubo.
4. ¿De qué color es el gas que se forma producto de la reacción?
5. Explique lo observado sobre la base de la siguiente reacción:



*Experimento 6.C. Reacción entre el permanganato de potasio ( $\text{KMnO}_4$ ) y el agua oxigenada ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) en medio ácido. Formación de oxígeno*

### Elementos a utilizar

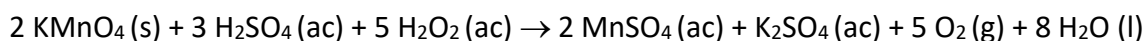
Permanganato de potasio  $\text{KMnO}_4$  sólido  
Ácido sulfúrico  $\text{H}_2\text{SO}_4$  1 M  
Agua oxigenada  $\text{H}_2\text{O}_2$  de 30 volúmenes  
Agua  
Tubo de ensayo  
2 frascos gotero  
Pipeta de 5 mL  
Espátula

### Procedimiento

Las cantidades de reactivos a utilizar son aproximadas, por lo que no es necesario el uso de material volumétrico de precisión.

1. Coloque una pizca de  $\text{KMnO}_4$  en un tubo de ensayo.
2. Agregue 3 mL de agua y disuelva. Alternativamente se pueden utilizar 3 mL de solución acuosa de  $\text{KMnO}_4$  0,01 M.
3. Añada con sumo cuidado 10 gotas de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  1 M.
4. Con un gotero o una pipeta, agregue gota a gota  $\text{H}_2\text{O}_2$  hasta observar la decoloración de la solución.

5. ¿De qué color es el gas que se forma?
6. Explique lo observado según la siguiente reacción:



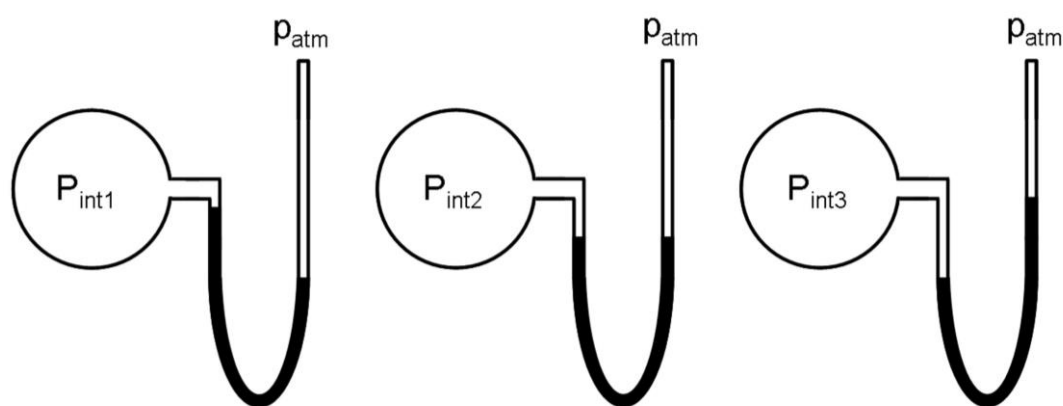
*Experimento 7. Variación de la presión de un gas con la temperatura a volumen constante. El Manómetro. Una herramienta para “ver” gases invisibles*

El manómetro es un instrumento que nos permite medir cambios de presión. En su forma elemental, el manómetro iguala la presión del gas confinado en un recipiente, con la presión hidrostática de un líquido contenido en una columna abierta a la atmósfera y en comunicación con el gas.

Para la construcción de un manómetro sencillo se necesita un tubo en U de extremos abiertos, con una solución coloreada para facilitar su visualización y con la posibilidad de ser conectado con el recipiente que contiene el gas cuya presión se desea determinar. La Figura IV.18. muestra el desplazamiento de la columna del líquido cuando la presión del gas en el recipiente es menor, igual o mayor que la atmosférica.

En este experimento se muestran algunas propiedades de los gases, particularmente aquellas que permiten comprobar la “Ley de los gases ideales”.

Se analiza la dependencia entre la presión ( $p$ ) y la temperatura ( $T$ ) de una cierta masa de gas, tratando de establecer si existe una relación unívoca entre ambas.



**Figura IV.18.** Manómetro conectado a recipientes con diferentes presiones interiores de gas  $p_{\text{int}}$  ( $p_{\text{int1}} < p_{\text{int2}} < p_{\text{int3}}$ ).

### Elementos a utilizar

- Colorante vegetal
- Agua fría y caliente
- Tubo de ensayo o botella apropiada
- Recipientes.
- Manómetro (manguera de plástico transparente)

### Procedimiento

1. Construya el manómetro de acuerdo con el esquema de la Figura IV.18
2. Conecte un tubo de ensayo o la botella al manómetro.
3. Introduzca lentamente el tubo de ensayo o la botella en un recipiente con agua caliente, evitando el derrame del líquido contenido en el manómetro. Observe e interprete.
4. Repita el procedimiento colocando el tubo de ensayo en agua fría.

¿Qué sucede en el manómetro cuando el gas es calentado? ¿Y cuando se enfría? ¿Cómo se interpretan estos cambios con respecto al gas? ¿Cómo varía la presión con la temperatura?

En la Tabla IV.2 se informan los resultados experimentales obtenidos de manera análoga al experimento realizado, pero utilizando un manómetro y un termómetro de precisión adecuada en un intervalo de temperaturas cuidadosamente seleccionado. Determine si la relación entre presión y temperatura es directa o inversamente proporcional. ¿Puede proponer una relación matemática que represente dicha relación?

| Experimento Nº | Presión (atm) | Temperatura (K) | $p \times T$ (atm K) | $p / T$ (atm / K) |
|----------------|---------------|-----------------|----------------------|-------------------|
| 1              | 1,0000        | 298             |                      |                   |
| 2              | 1,1074        | 330             |                      |                   |
| 3              | 1,2416        | 370             |                      |                   |
| 4              | 1,5101        | 450             |                      |                   |
| 5              | 1,8456        | 550             |                      |                   |

**Tabla IV.2.** Valores experimentales de presión y temperatura a volumen y número de moles constantes tomados de [http://www.educaplus.org/gases/bio\\_boyle.html](http://www.educaplus.org/gases/bio_boyle.html).

*A volumen constante, la presión es directamente proporcional a la temperatura*

### *Experimento 8. Cambio de volumen con la temperatura a presión constante*

Habrás notado que en los días de mucho calor, las pelotas deportivas (fútbol, básquet, etc.) parecen estar más infladas. ¿Cómo se podría explicar este fenómeno?

#### **Elementos a utilizar**

Agua caliente  
Agua fría  
Hielo  
Jeringa de plástico de 10 mL o mayor  
Taza  
Resina epoxi de secado rápido  
Termómetro de alcohol.

#### **Procedimiento**

1. Desplace el émbolo de una jeringa hasta la mitad de su volumen, sellar cuidadosamente el pico con la resina y esperar que fragüe. También se podría sellar utilizando la llama de un mechero o encendedor.
2. Registre el volumen de aire en la jeringa y la temperatura ambiente.
3. Coloque agua hirviendo en la taza y sumerja inmediatamente la jeringa. Luego de un minuto registre el volumen de aire y la temperatura del agua.
4. Coloque en la taza hielo y algo de agua fría y repita el procedimiento.
5. Compare los valores de volumen obtenidos a distintas temperaturas. ¿Cómo podría explicar este comportamiento? El volumen ¿aumenta o disminuye con la temperatura a presión constante?

*A presión constante, el volumen es directamente proporcional a la temperatura*

### *Experimento 9. Cambio de volumen con la presión*

¿Qué relación existe entre la presión y el volumen de un gas? Esta pregunta llevó a físicos como Robert Boyle (1627-1691) y Edme Mariotte (1630-1684) a realizar una serie controlada de experimentos. Boyle enunció la ley que relacionaba la presión con el volumen, pero no indicó la condición de la constancia de la temperatura. Ésta fue posteriormente tenida en cuenta por Mariotte, quien en 1676 enunció la ley de manera completa.

### Elementos a utilizar

Jeringa de plástico de 10 mL o mayor.

Resina epoxi de secado rápido.

### Procedimiento

1. Desplace el émbolo de la jeringa hasta la máxima graduación
2. Selle el pico con la resina y espere que fragüe. ¿Cambiará el valor de presión por haber cerrado la jeringa?
3. Registre el valor de temperatura de la habitación y tome el dato de la presión atmosférica de Internet. Éstos son los valores de  $p$  y  $T$  que soporta el aire dentro de la jeringa.
4. Comprima el aire contenido en la jeringa gradualmente. ¿Es posible reducir el volumen del gas a cero? ¿Por qué?
5. Mencione qué relación cualitativa existe entre la presión ejercida por el émbolo y el volumen del gas dentro de la jeringa.

*A temperatura constante,  $p$  es inversamente proporcional a  $V$*

#### IV.10.4. Conclusiones de los experimentos 7 a 9. La ley de gases ideales y sus aplicaciones

A partir de lo que hemos observado en los experimentos anteriores ahora podemos inferir una ley que vincule las propiedades de presión, volumen y temperatura de los gases. Sabemos que:

- Si se mantiene constante la presión, a medida que aumenta la temperatura ( $T$ ) aumenta el volumen ( $V$ ), de forma que  $V/T = \text{constante}$ ;
- Si el volumen permanece constante, al aumentar la temperatura aumenta la presión ( $p$ ) de manera que  $p/T = \text{constante}$ ;
- Si la temperatura no cambia, al aumentar la presión disminuye el volumen, tal que  $p \times V = \text{constante}$

Por otra parte, si inflamamos un globo, es decir, aumentamos la cantidad de materia  $n$  a temperatura y presión constantes, el aumento de  $V$  es tal que  $V/n = \text{constante}$ .

De la consideración simultánea de las tres relaciones anteriores surge la expresión que se conoce como la “Ley de los gases ideales”:



$$(p \times V) / (T \times n) = \text{constante}$$

Esta constante es, como su nombre lo indica, un valor fijo que no cambia bajo ninguna circunstancia. Recibe el nombre de *constante universal de los gases ideales*,  $R$ , o constante de Avogadro. Otra forma de escribir esta ley es:

$$pV = nRT$$

Suponga que la jeringa del Experimento 8 contenía oxígeno puro. A partir de los datos de  $V$ ,  $T$ , y  $p$  registrados, calcule el número de moles que contenía la jeringa.

La ley de los gases ideales puede aplicarse a los gases reales siempre que las presiones no sean demasiado elevadas o las temperaturas no muy bajas.

#### *Experimento 10. Cuando el total no es igual a la suma de las partes*

Tal como se mencionó en IV.7.2, si se mezclan volúmenes dados de alcohol etílico y agua, el volumen resultante no es igual a la suma de dichos volúmenes antes de mezclarlos. Este comportamiento es consecuencia de las nuevas interacciones que surgen entre las moléculas del alcohol y del agua, en comparación con las existentes entre las moléculas de los solventes puros. En esta actividad le proponemos comprobar este fenómeno a partir de la mezcla de distintos volúmenes de alcohol etílico y agua.

#### **Elementos a utilizar:**

- Alcohol medicinal (alcohol etílico de 96°)
- Agua
- Tres probetas de 100 mL
- Varilla de vidrio

#### **Procedimiento**

1. Coloque en sendas probetas 70 mL de alcohol medicinal y 30 mL de agua.
2. Trasvase el agua a la probeta que contiene alcohol y mezcle.
3. Mida el volumen resultante y registre el resultado. Compárelo con el esperado si los volúmenes fueran aditivos.

Repita el experimento empleando los siguientes volúmenes y compare los resultados:

- 50 mL de alcohol medicinal y 50 mL de agua.
- 30 mL de alcohol medicinal y 70 mL de agua.

¿Cómo podría explicar lo observado?

## CAPÍTULO V. TIPIFICACIÓN DE LOS SISTEMAS MATERIALES. SEPARACIÓN DE LOS COMPONENTES DE MEZCLAS

### V.1. Sistemas homogéneos y heterogéneos

Tal como discutimos en el Capítulo IV, las sustancias pueden representarse unívocamente por una fórmula química, como el cloruro de sodio, NaCl o el metano CH<sub>4</sub>. Si están formadas por moléculas de sólo una clase de átomos, decimos que son sustancias simples, como el N<sub>2</sub>. Si las moléculas están formadas por átomos diferentes como el dióxido de carbono CO<sub>2</sub> o el cloruro de potasio KCl se trata de sustancias compuestas. Cuando un sistema material contiene solamente una única clase de moléculas, simples o compuestas, hablamos de *sustancias puras*. Éstas son escasas, y la mayoría de los sistemas materiales son una mezcla de diferentes sustancias.

Discutiremos brevemente la tipificación de los sistemas materiales.

Las *mezclas* están formadas por dos o más sustancias, distribuidas en una o más fases. Cada *fase* es una parte del sistema con propiedades físicas y químicas definidas que no cambian de un punto a otro de la fase.

Las mezclas se clasifican en *homogéneas* y *heterogéneas*.

Una mezcla *homogénea* está formada por una sola fase, por lo que tiene la misma composición y propiedades en todo su volumen y no se pueden distinguir sus componentes ni identificar límites de separación entre una sustancia y otra.

Una mezcla formada por sal de cocina disuelta en agua es una mezcla homogénea; el aire es una mezcla gaseosa homogénea compuesta principalmente por nitrógeno, oxígeno, argón, vapor de agua, y dióxido de carbono, además de otros gases en bajas proporciones. Como consecuencia de las propiedades de los gases, toda mezcla gaseosa es homogénea.

Las mezclas que no son totalmente uniformes son *heterogéneas* y están formadas por más de una fase. El aceite comestible y el agua cuando se agitan constituyen una mezcla en la que el aceite forma gotas en el agua o el agua en el aceite. Si se suspende la agitación, poco después se separan claramente dos fases. Como el aceite es menos denso, flota por encima del agua. Otro ejemplo es el granito, una roca ígnea en la que se distinguen granos bien definidos, blancos de cuarzo (dióxido de





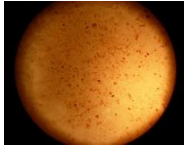






silicio), rosados de feldespato y laminillas brillantes de mica. Los dos últimos son minerales pertenecientes al grupo de los silicatos.

No siempre es fácil determinar cuándo un sistema es verdaderamente homogéneo si solamente realizamos una observación visual. Desde la ventanilla de un avión es posible ver los campos sembrados: se nos presentan como superficies más o menos rectangulares de colores diversos, verdes brillantes, amarillas o pardas según los cultivos, pero cada rectángulo es “perfectamente” liso y homogéneo. La visión de esos mismos rectángulos (campos) a nivel del suelo será muy diferente: podremos comprobar las irregularidades del terreno, las plantas, sus hojas, espigas y demás elementos que determinan que estos campos sean “sistemas heterogéneos”. Muchas veces, la homogeneidad o heterogeneidad de los sistemas depende de las posibilidades de observación. Un sistema que a simple vista se presenta como homogéneo, puede resultar heterogéneo cuando se lo mira con una lupa; un sistema homogéneo bajo la lupa puede no serlo cuando se lo observa con un microscopio óptico.

En la Tabla V.1 se listan varios sistemas materiales y su calificación según el instrumento de observación utilizado. El sistema material constituido por una gota de leche es homogéneo a simple vista, mientras que bajo el microscopio óptico es un sistema material heterogéneo. La potente capacidad de ampliación del microscopio permite observar la leche con mayor grado de detalle y visualizar al menos dos fases: el suero y los glóbulos de grasa y proteínas, como discutiremos en la actividad V.4.2.

## **V.2. Soluciones verdaderas**

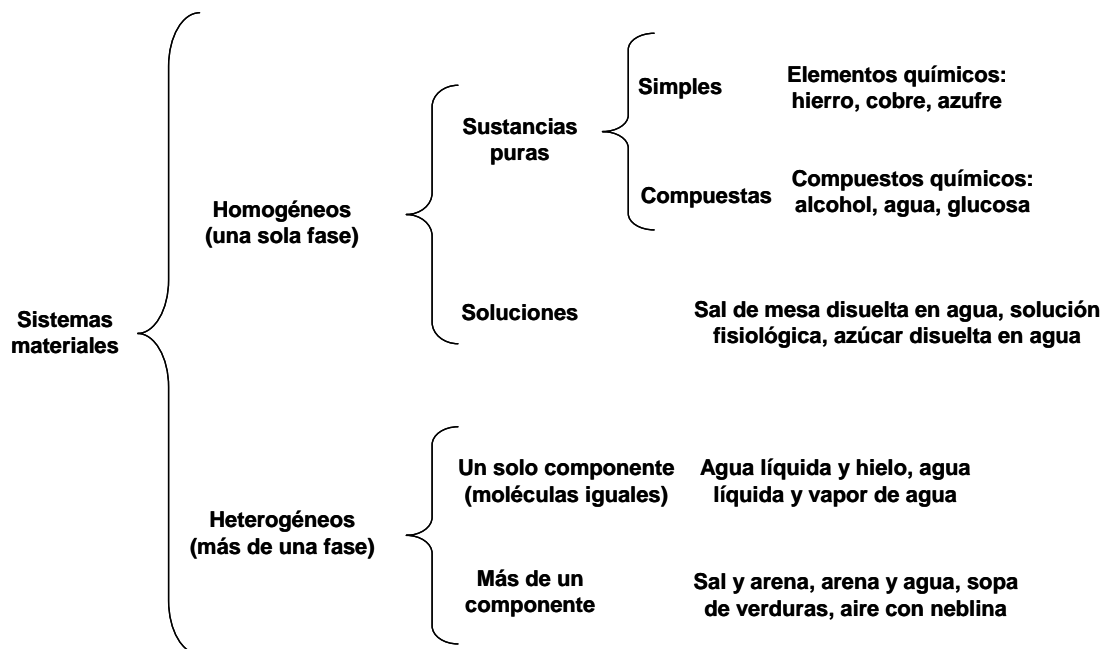
Una mezcla perfectamente homogénea constituye una *solución verdadera*. Son sistemas homogéneos bajo todo instrumento de observación, porque el mezclado de sus componentes ocurre a nivel molecular. La única fase que constituye la solución tiene la misma composición y propiedades en todo su volumen. Por ejemplo, el agua de mar filtrada es una solución verdadera. Contiene numerosas sales, sustancias orgánicas y gases disueltos, cuya composición puede cambiar según el origen de la muestra. Otros ejemplos de soluciones verdaderas son las infusiones, el alcohol iodado y el alcohol medicinal, compuesto de alcohol y agua.

| Clasificación de sistemas materiales según el elemento empleado para su visualización |  |  |  |
|---|--|--|--|
| SISTEMA MATERIAL  | A SIMPLE VISTA   | LUPA   | MICROSCOPIO  |
| Agua salada   | <br>Homogéneo     | Homogéneo  | Homogéneo  |
| Sulfato de cobre disuelto en agua   | <br>Homogéneo     | Homogéneo  | Homogéneo  |
| Leche chocolatada Comercial   | <br>Homogéneo     | <br>Homogéneo     | <br>Heterogéneo |
| Papel blanco para impresora   | <br>Homogéneo   | <br>Heterogéneo | Heterogéneo  |
| Vinagre   | <br>Homogéneo   | <br>Heterogéneo | Heterogéneo  |
| Una rebanada de papa  | <br>Heterogéneo | Heterogéneo  | Heterogéneo  |
| Una rebanada de pan   | <br>Heterogéneo | Heterogéneo  | Heterogéneo  |

**Tabla V.1** Clasificación de sistemas materiales según el elemento empleado para su visualización.

Las bebidas alcohólicas son soluciones verdaderas siempre que sean transparentes como las obtenidas por destilación, por ejemplo, ginebra o coñac. Las aleaciones metálicas son soluciones sólidas de dos o más metales, como el latón (cobre y zinc), el bronce (cobre y estaño), o la alpaca (cinc, cobre y níquel). El aire libre de gotas de agua o polvo en suspensión es una solución, el aire húmedo también lo es. El vapor de agua disuelto en el aire es invisible; lo que sale del pico de la pava hirviendo, o lo que se acumula en el cuarto de baño durante una ducha, no es vapor, como tampoco lo son la niebla y las nubes. Se trata de una suspensión de pequeñas gotitas de agua líquida en el aire. La niebla y las nubes constituyen sistemas heterogéneos.

Las mezclas, tanto homogéneas como heterogéneas, pueden estar formadas por uno o más *componentes*. Una mezcla de agua líquida con un trozo de hielo constituye un sistema material heterogéneo pues se visualizan claramente dos fases: el agua y el hielo. Sin embargo, el sistema posee un único componente, el agua, presente en dos estados de agregación, líquido y sólido. Una mezcla de azúcar disuelta en agua es un sistema material homogéneo que contiene dos componentes (agua y azúcar), en tanto que una mezcla de limaduras de hierro y agua es un sistema material heterogéneo con dos componentes, agua y hierro. El Esquema V.1 muestra un resumen de la clasificación de los sistemas materiales.



**Esquema V.1.** Clasificación de sistemas materiales.

### V.3. Métodos de separación

Por diferentes razones, y sobre todo en los laboratorios químicos y en los procesos industriales, es necesario separar algunos de los componentes de las mezclas ya sean homogéneas o heterogéneas, por lo que describiremos brevemente algunos métodos sencillos.

Las técnicas para separar los componentes de una mezcla tienen en cuenta las características de la mezcla y las propiedades físicas y químicas de las sustancias que la componen. Generalmente suele haber más de una forma de lograr este objetivo, y en la elección de la metodología se tienen en cuenta la cantidad de componentes que se quieren separar, el grado de pureza deseable para cada uno de ellos, la dificultad del procedimiento y el costo.

Es importante tener en cuenta que en la mayoría de los métodos elementales de separación lo más frecuente es separar conjuntos de componentes más que los componentes individuales. La separación posterior de cada uno de ellos requiere procedimientos más sofisticados.

#### V.3.1. Tamizado y filtración

Tanto el tamizado como la filtración separan partículas según su tamaño, sin que eso necesariamente conlleve la separación de componentes. Por ejemplo, los albañiles usan el tamiz para separar la arena fina de la gruesa. Para las arenas graníticas que abundan en los ríos de Córdoba, los componentes principales son cuarzo, feldespato y mica, presentes tanto en la arena gruesa como en la fina.

Para el tamizado puede utilizarse un tamiz, formado por coladores (o mallas) de orificios de diferentes diámetros, colocados en orden decreciente de tamaño. El tamizado también se puede realizar empleando una sola malla, si el objetivo es simplemente la separación de partículas en dos categorías: las de mayor diámetro y las de menor diámetro que los orificios del colador, tal como se puede observar en la Figura V.1.

La filtración (Figura V.2) se aplica a la separación de partículas sólidas suspendidas en un líquido. El material en suspensión será retenido siempre que el tamaño de sus granos supere el diámetro de los poros del material del filtro, es decir, su porosidad. Se pueden separar partículas sumamente pequeñas, utilizando papeles, placas cerámicas u otros materiales con la porosidad adecuada. En el comercio se

encuentra una amplia gama de papeles de filtro de diferente capacidad de retención. Los de buena calidad garantizan la uniformidad de su espesor, resistencia mecánica, permeabilidad al aire y diámetro de poro.



**Figura V.1.** El *tamizado* es uno de los procedimientos mecánicos más simples. Este colador permite separar partículas sólidas en dos grupos, según sean menores o mayores que el tamaño de la malla.



**Figura V.2.** La filtración. Permite separar partículas sólidas suspendidas en un líquido siempre que su tamaño supere el diámetro de los poros del filtro.



Los filtros de papel son sumamente usados tanto en el laboratorio como en nuestros hogares para hacer café, mate cocido, etc. El material filtrante es la fibra de celulosa, que se embebe de agua sin perder su estructura y puede retener partículas de hasta  $2,5\ \mu\text{m}$ , dependiendo del tipo de papel. A veces estamos interesados en obtener el material en suspensión, en cuyo caso se desecha el líquido, y otras veces es al revés, necesitamos el líquido libre de las impurezas filtrables. En cada caso, el plegado del papel de filtro es diferente.

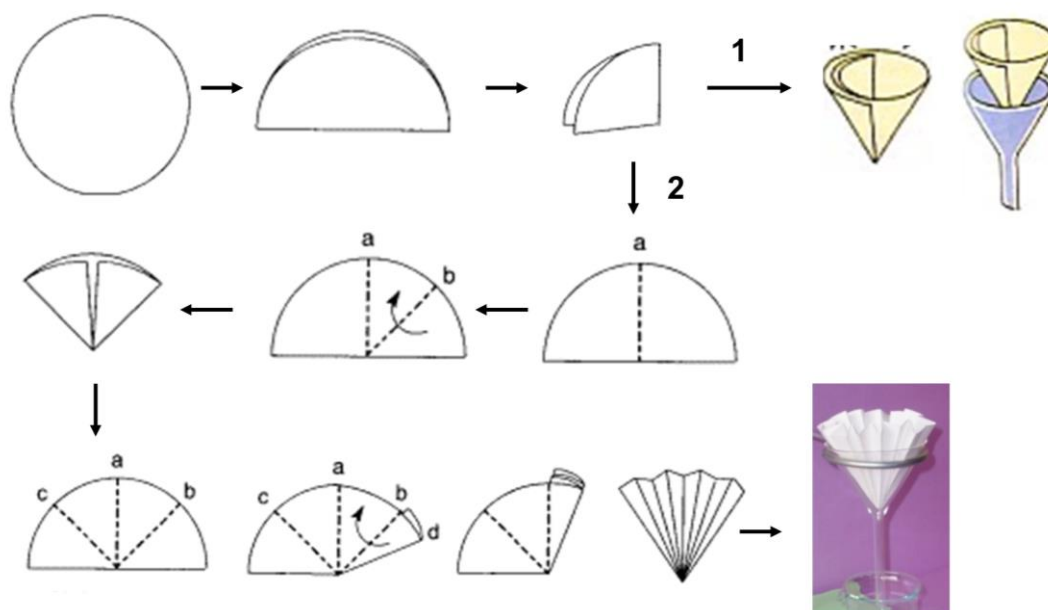
#### *Recuperación de las sustancias retenidas en el filtro*

El disco de papel se adhiere al embudo, siguiendo su forma cónica. Debe tener un diámetro adecuado para que, una vez colocado, la parte superior esté aproximadamente un centímetro por debajo del borde del embudo. El procedimiento de plegado es muy sencillo. Se comienza por cortar un círculo de papel de filtro de diámetro acorde con el tamaño del embudo, y se pliega por la mitad, y luego nuevamente para obtener un cuarto del círculo. Se abre el plegado para formar un cono, de modo que de un lado queden tres hojas de papel y del otro una, según se indica en la vía 1 de la Figura V.3. Una vez ubicado, se moja la parte superior del papel para que se adhiera al vidrio.

#### *Recuperación del líquido purificado*

El disco de papel se pliega como un abanico y solo las aristas se adhieren a la pared del embudo. Se dobla el de papel por la mitad y luego en cuartos, como en el caso anterior, pero ahora se sigue la vía 2 de la Figura V.3. Se abre nuevamente el papel volviendo al semicírculo y se dobla cada mitad hacia el mismo lado, según indican las líneas *a* y *b* de la figura. Después de volver nuevamente al semicírculo, se dobla cada cuarto por la mitad de modo que los dobleces queden alternados (*b* y *d* quedan de lados contrarios). Luego se despliega el filtro para formar un cono en abanico y se introduce en el embudo.

Existen filtros de microfibras de vidrio que permiten retener partículas de tamaños inferiores al micrómetro, y soportar temperaturas de hasta  $500^{\circ}\text{C}$ .

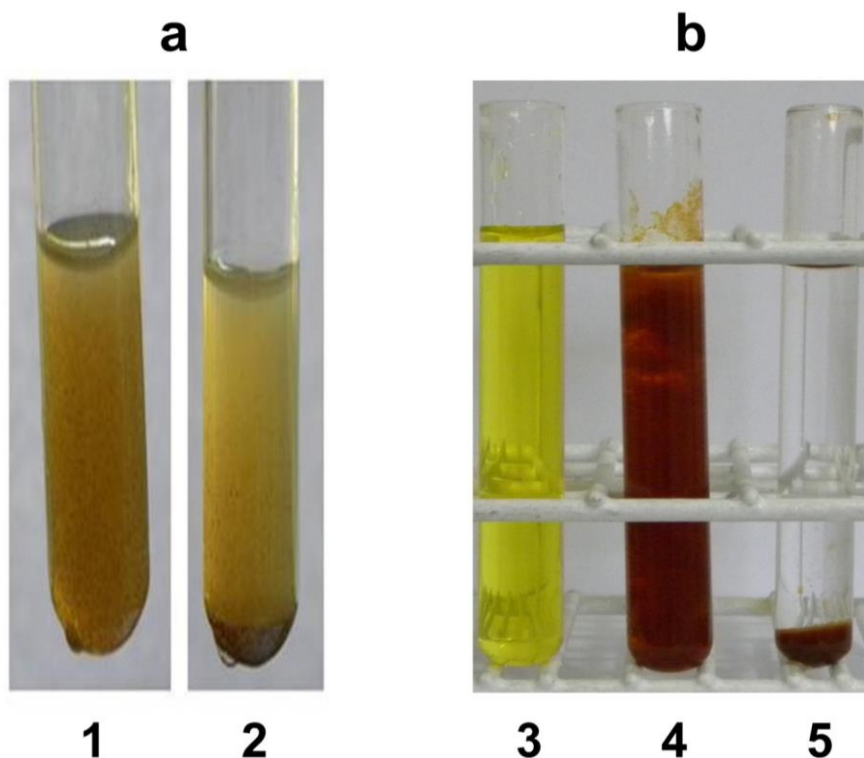


**Figura V.3.** Plegado del papel de filtro según la fracción a recuperar. **1.** Para la obtención del precipitado. **2.** Para la recuperación del líquido sobrenadante. Las letras a, b, c y d identifican los dobleces del papel.

### V.3.2. Sedimentación - decantación

La *sedimentación* seguida de *decantación* se usa para separar mezclas formadas por líquidos y partículas sólidas en suspensión, de mayor densidad que el líquido. Se deja reposar el sistema para evitar la convección y dar lugar a que las partículas se depositen en el fondo por acción de la gravedad, proceso que se denomina *sedimentación*. El líquido sobrenadante se separa por decantación, o mediante el uso de una pipeta. La decantación consiste en inclinar suavemente un recipiente (colocarlo de canto) sobre otro para que caiga el líquido sin que se trasvase el depósito del fondo, llamado *poso*. Algunas botellas de vino tienen un cono en la base para favorecer la decantación del líquido en caso de que se formara borra o *poso*. Cuidado, no confundir *poso* con *pozo*.

En la Figura V.4 se muestran diferentes tubos de ensayo con líquidos turbios y transparentes. Los tubos 1 y 2 contienen material en suspensión, observándose un proceso de sedimentación incipiente en el tubo 2. El tubo 3 contiene una solución amarilla transparente de cloruro férrico,  $\text{FeCl}_3$ , la que se enturbia por el agregado de hidróxido de sodio,  $\text{NaHO}$ , debido a la formación de una suspensión de hidróxido férrico escasamente soluble de color rojizo, tubo 4.



**Figura V.4.** **a.** Los tubos 1 y 2 contienen material en suspensión. En el tubo 2 se observa un proceso de sedimentación incipiente. **b.** Formación de un precipitado y separación por centrifugación. Tubo 3: solución acuosa de  $\text{FeCl}_3$  0,1 M; tubo 4: formación de  $\text{Fe}(\text{HO})_3$  (s) consecuencia del agregado de  $\text{NaHO}$  2 M. tubo 5: resultado de centrifugar el tubo 4.

### V.3.3. Centrifugación

La *centrifugación* es un procedimiento que acelera y hace más eficiente la sedimentación. Se coloca la mezcla líquida en un tubo tapado dentro de una centrífuga (Figura V.5), un aparato que permite realizar un movimiento de rotación constante a alta velocidad, mediante el cual se logra la sedimentación de las partículas por efecto de la fuerza centrífuga. En el caso del tubo 5 de la Figura V.4, se separa el precipitado de  $\text{Fe}(\text{HO})_3$  dejando un sobrenadante transparente que contiene aniones cloruros, cationes sodio y un exceso de oxidrilos.



**Figura V.5.** Centrífuga destapada donde puede verse el rotor y los receptáculos para los tubos de centrifugado. Los botones del panel frontal, además del encendido y apagado, permiten regular la velocidad angular del rotor.

#### *V.3.4. Separación por magnetización*

La *separación por magnetización* se vale de las propiedades magnéticas de algunos materiales, llamados ferromagnéticos. En la Figura V.6 puede visualizarse las limaduras de hierro atraídas por el campo magnético de un imán, el cual es empleado para recolectar las limaduras esparcidas sobre un papel. Este tipo de procedimiento es usado para extraer materiales ferromagnéticos de mezclas con otros materiales, como astillas de acero en el aserrín, o para separar latas y objetos metálicos en las plantas de reciclado de la basura domiciliaria. Las modistas la utilizan para recoger agujas y alfileres del piso.



**Figura V.6.** Separación por efecto de un campo magnético. Las limaduras de hierro son colectadas por el imán. Observe sobre el papel la ubicación de las limaduras de hierro siguiendo las líneas del campo magnético.

### V.3.5. Extracción por solventes

La *extracción por solventes* es un procedimiento de separación de sustancias con diferentes solubilidades en dos solventes no miscibles entre sí, a los que llamaremos *A* y *B*. Si el soluto *S* es más soluble en el solvente *A*, pero está originalmente disuelto en el solvente *B*, puede extraerse de *B* añadiendo *A*, agitando la mezcla, y esperando que ambos solventes se separen en dos fases. La mayor parte de *S* estará ahora en el solvente *A*. En el laboratorio el proceso se desarrolla en una ampolla de decantación (Figura V.7), que facilita el agitado de los solventes y su posterior separación.



**Figura V.7.** Ampolla de decantación mostrando dos fases líquidas. La fase superior, transparente, es aceite comestible y la fase inferior es vinagre de manzana.

### V.3.6. Destilación

La *destilación* es un proceso que se emplea para separar un líquido volátil de un sólido no volátil, o dos líquidos de volatilidades diferentes. Al calentar una solución líquida en un balón de destilación, el componente más volátil se evapora primero. El vapor formado asciende hacia un refrigerante o condensador donde forma gotas que son recolectadas en otro recipiente. El refrigerante se mantiene frío mediante un flujo continuo de agua a través de una camisa exterior. Los tipos más utilizados de destilación son la simple y la fraccionada.

### V.3.6.1. Destilación simple

La *destilación simple* se utiliza para separar un solvente volátil de uno o más solutos no volátiles presentes en una solución. Es el procedimiento para la obtención de agua destilada y para la purificación de agua de mar en países donde el recurso hídrico es insuficiente.

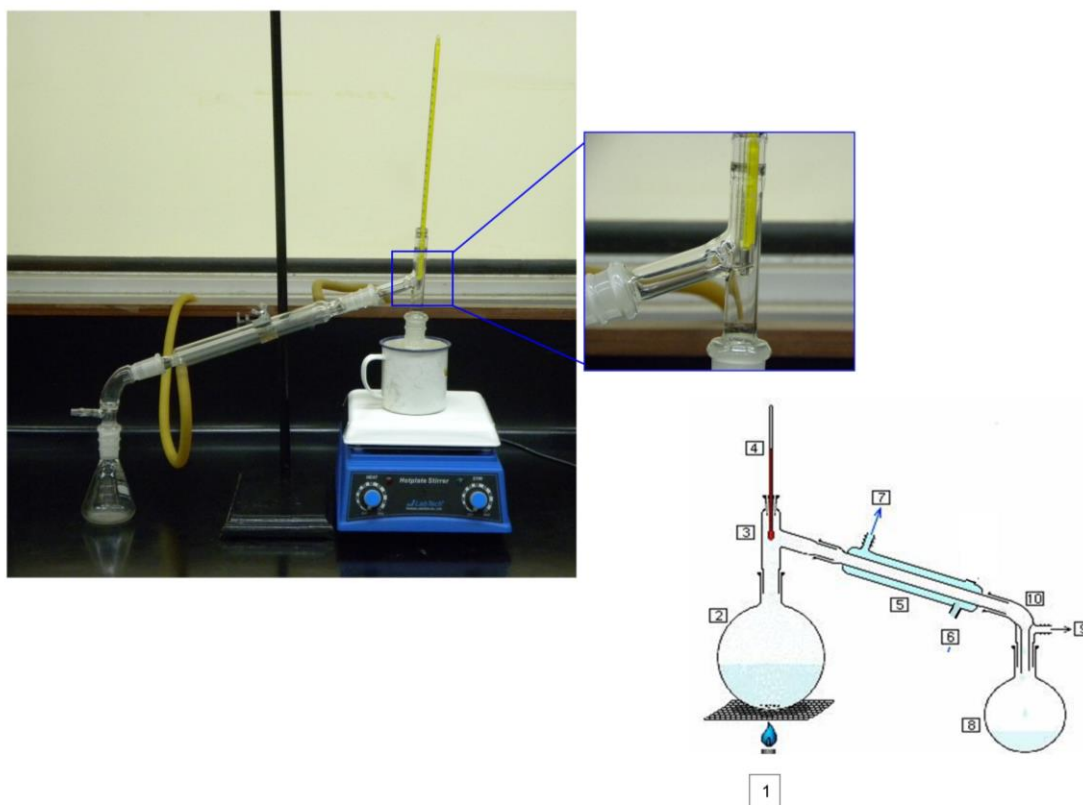
La destilación simple es uno de los mecanismos más importantes de autopurificación del agua que ocurren en la naturaleza. En el ciclo hidrológico, el calor del sol evapora el agua principalmente del mar, formándose las nubes que, en parte, son arrastradas por el viento hacia los continentes, donde precipitan como lluvia o nieve. El agua dulce de las precipitaciones se ha formado a partir del agua salada del mar, mediante destilación simple.

Cuando en invierno se calienta la sopa en una olla destapada, se desprende vapor que se condensa formando gotitas sobre los vidrios de la ventana (solemos decir que los vidrios están empañados). Estas gotitas pueden considerarse agua destilada (Figura V.8).

La destilación simple también puede ser utilizada para separar dos líquidos con puntos de ebullición que difieran al menos en 100 °C. En la Figura V.9 se muestra un equipo para destilación simple y un esquema aclaratorio de sus partes.



**Figura V.8.** Gotas de agua formadas por condensación del vapor. Estas gotas pueden considerarse de agua destilada.

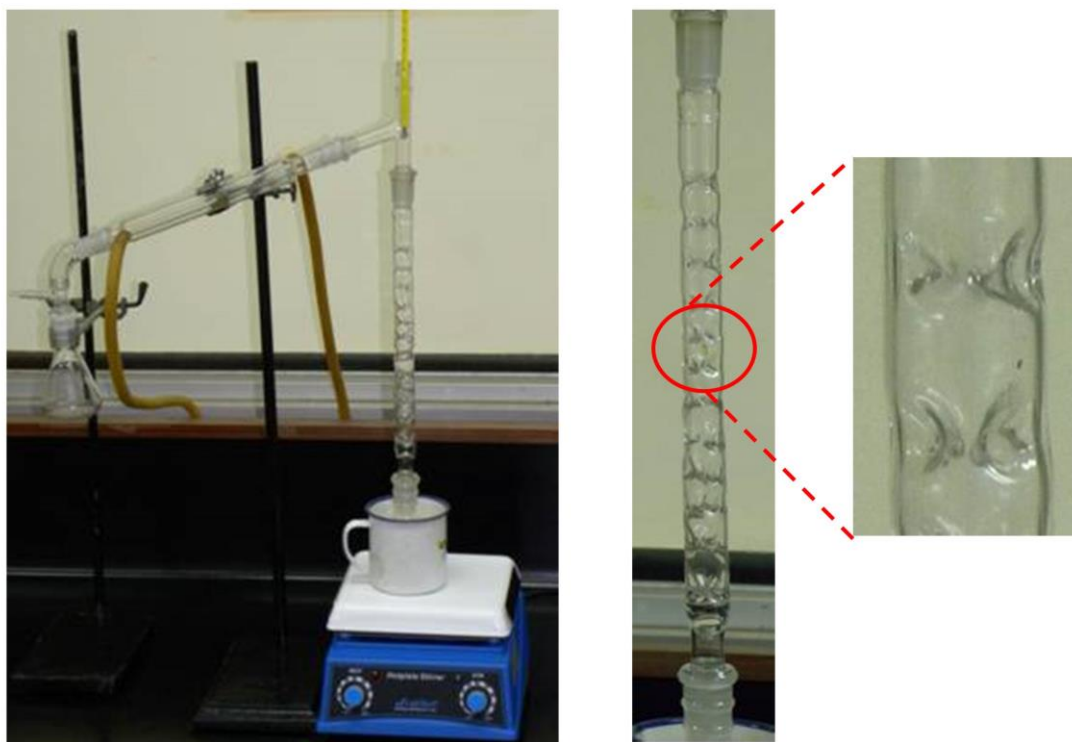


**Figura V.9. a.** Fotografía de un destilador simple en un laboratorio de docencia en la Facultad de Ciencias Químicas, UNC. **b.** Esquema de un aparato de destilación. 1: fuente de calentamiento; 2: balón de destilación con la solución a destilar; 3: cabeza del destilador; 4: termómetro; 5: columna refrigerante con la entrada (6) y la salida (7) de agua refrigerante; 8: balón de condensación donde llega el solvente puro (agua destilada); 9 y 10 son salidas y adaptadores adicionales.

### V.3.6.2. Destilación fraccionada

La *destilación fraccionada* es útil para separar líquidos cuyas temperaturas de ebullición difieren en menos de 100°C, ya que en estos casos la destilación simple no es eficiente.

Se emplea una columna de fraccionamiento, como se muestra en la Figura V.10. La columna de fraccionamiento proporciona una gran superficie donde ocurren procesos de intercambio de calor entre los vapores que ascienden y las gotitas de líquido que se condensan en su superficie. Este intercambio de calor es lo que da efectividad de la columna para la separación de los líquidos, ya que, a medida que ascienden, los vapores se van enriqueciendo en la sustancia más volátil, mientras que la sustancia menos volátil se concentra en el balón.



**Figura V.10.** a. Fotografía de un equipo de destilación fraccionada en un laboratorio de docencia en la Facultad de Ciencias Químicas, UNC. b. Columna de fraccionamiento y detalle ampliado. Observe el aumento de superficie interior, necesario para incrementar la eficiencia en la destilación.

### V.3.6.3. Destilación por arrastre con vapor de agua

La *destilación por arrastre con vapor de agua* es usada para la extracción de aceites esenciales naturales presentes en hojas (menta), flores, semillas (anís, pimienta), cáscaras de frutas (naranja, limón), cortezas (canela) y otros productos vegetales ricos en esencias aromáticas. Los compuestos a extraer por este método deben poseer un elevado punto de ebullición, una presión de vapor comprendida entre 6,7 y 20 hPa (5 y 15 torr) a la temperatura de ebullición del agua del lugar y ser insolubles en agua. En la ciudad de Córdoba, donde la presión atmosférica promedio es de 947 hPa, la temperatura de ebullición es de 98 °C.

Este tipo de destilación es muy útil para separar compuestos que se descomponen a su temperatura normal de ebullición, pero que son estables a la temperatura de ebullición del agua.

El procedimiento se inicia mediante la inyección de vapor de agua en el material vegetal. Este vapor suele denominarse “de arrastre”, aunque su función no es arrastrar



los componentes a extraer sino aportar el calor necesario para la evaporación del compuesto de interés, sin que la temperatura suba demasiado.

Una sustancia que se obtiene por arrastre de vapor es el mentol, un monoterpeno,  $C_{10}H_{20}O$ , cuyas agujas cristalinas funden entre 41 y 43° C, es ligeramente soluble en agua y muy soluble en alcohol. Se lo utiliza en la fabricación de golosinas y pastillas para la tos. La temperatura de ebullición del mentol es muy elevada: 215 °C a 720 torr. Sin embargo, su presión de vapor es 10 torr a la temperatura de ebullición del agua, por lo que puede ser extraído de las plantas de menta a través de este procedimiento. Como resultado de la destilación se obtiene una mezcla de agua y aceite esencial que contiene mentol. Recordemos que la presión de vapor de un líquido a una dada temperatura es la presión del vapor en equilibrio con el líquido a dicha temperatura.

### V.3.7. Cromatografía

La *cromatografía* se define como la separación de una mezcla de dos o más compuestos diferentes que se distribuyen entre dos fases de un soporte: la *fase estacionaria* y la *fase móvil*. Las técnicas cromatográficas son muy variadas, pero en todas ellas la fase móvil consiste en un fluido (gas o líquido) que arrastra la muestra a través de la fase estacionaria, generalmente sólida. Algunos componentes tienen mayor afinidad por la fase móvil y se desplazan junto con ella; otros tienen mayor afinidad por la fase estacionaria y son retenidos, o son arrastrados más lentamente. De esta forma los diferentes componentes se van separando. Hay varias clases de cromatografía y una de las más simples es la realizada en papel.

En la *cromatografía en papel*, la *fase estacionaria* es papel de filtro, formado por fibras de celulosa que absorben agua con mucha facilidad. Se coloca una gota de la muestra en el sector inferior del papel. Se sumerge esta parte del papel en un solvente (*fase móvil*) de modo que el nivel del líquido quede por debajo de la mancha. Por capilaridad, el solvente asciende por los poros del papel, baña la mancha y los componentes contenidos en ella tienden a ascender por el papel arrastrados por la fase móvil (Figura V.11). Cada componente tendrá una *afinidad* característica y diferente tanto por la fase estacionaria como por la fase móvil.

La afinidad del componente por la fase estacionaria tiende a retenerlo, mientras que la afinidad por la fase móvil hace que siga al solvente en su movimiento ascendente. De este modo, un componente con una afinidad fuerte por la fase estacionaria y una afinidad débil por el solvente se moverá más lentamente que otro con alta afinidad por

la fase móvil y baja afinidad por la fase estacionaria. Las afinidades por las fases estacionaria y móvil son características de cada sustancia, ya que dependen de su estructura molecular. En consecuencia, dado un solvente y un tipo de papel, cada sustancia ascenderá por la fase estacionaria con una velocidad que le es propia.

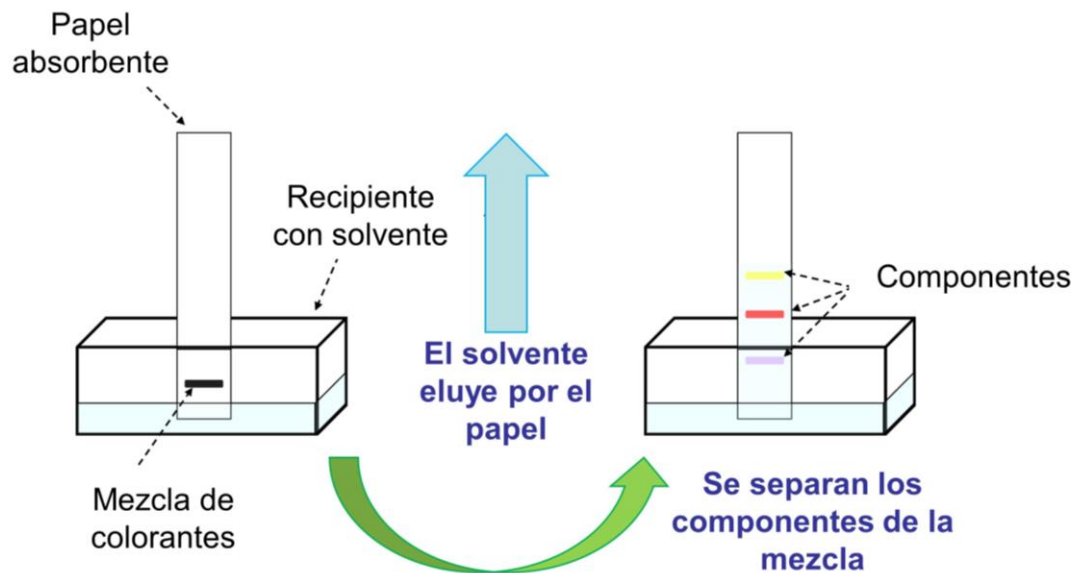


Figura V.11. Esquema de separación cromatográfica.

## ACTIVIDADES CAPÍTULO V

### V.4. Actividades para meter las manos. Separemos y purifiquemos

Las actividades están adaptadas para su realización en el aula. Son seguras y sus insumos son de fácil acceso.

#### Objetivos

Se pretende que, mediante estas prácticas, los alumnos adquieran gradualmente los conocimientos y las destrezas necesarias para:

- Clasificar sistemas materiales y distinguirlos según algunos de sus componentes.
- Identificar métodos para separar los componentes de una mezcla.
- Aplicar técnicas de laboratorio simples para la separación de componentes de mezclas sencillas.
- Asociar los procesos de separación empleados en esta actividad práctica con otros de uso frecuente en la vida cotidiana.
- Discutir las posibles aplicaciones industriales de los métodos empleados.

#### V.4.1. Separación de los componentes sólidos de una mezcla

Se procederá a separar los componentes de una mezcla formada por arena, limaduras de hierro y trocitos de corcho.

#### Discusión en grupo antes del comienzo del trabajo experimental

- Marcar las palabras utilizadas en este capítulo cuyo significado sea desconocido y buscar su definición.
- El sistema material formado por la mezcla de limaduras, arena y corcho ¿es homogéneo o heterogéneo? Fundamentar.
- De las técnicas presentadas anteriormente ¿cuáles serían útiles para la separación de los componentes de la mezcla y por qué?
- Posibles procedimientos para separar los componentes de la mezcla (puede haber varios). ¿Qué elementos se necesitarían para llevar a cabo cada uno de los procedimientos propuestos? Establezca posibles ventajas y desventajas de cada uno de ellos.

Uno de los procedimientos empleados para la separación consiste en la imantación de las limaduras de hierro, que se adhieren al imán y de esa forma son

separadas de la mezcla. Las partículas remanentes pueden separarse por flotación, dado que la densidad del corcho es menor que la del agua, y por supuesto, mucho menor que la del hierro. Con el agregado de agua, las partículas de arena irán al fondo y las de corcho flotarán.

Es necesario recalcar que las metodologías de separación se basan en las diferencias en las propiedades de cada fase. Por ejemplo, si tenemos una mezcla de limaduras de hierro y arena con piedritas de magnetita, éstas serán atraídas por el imán al igual que las limaduras de hierro.

**Elementos a utilizar:**

- Limaduras de hierro
- Trocitos de corcho
- Arena fina
- Imán
- Colador
- 3 recipientes para contener las muestras
- Cucharas
- Papel blanco
- Balanza de 0,1 g de apreciación

**Procedimiento:**

1. Mezclar la limadura de hierro con los trocitos de corcho y un poco de arena en un recipiente.
2. Pesarse la mezcla resultante empleando una balanza. Registrar la masa.
3. Colocar la mezcla sobre una hoja de papel limpio. Acercar el imán para retener las limaduras de hierro y los granos de magnetita y depositarlos en un recipiente.
4. Repetir la operación hasta que, a simple vista, en la mezcla no queden limaduras de hierro.
5. Agregar agua limpia a la mezcla de arena y corcho, agitar bien y separar las partículas que flotan con la ayuda de un colador. Colocar la arena y el corcho sobre sendos trozos de papel de filtro o papel de cocina absorbente y calentar cuidadosamente con un secador de pelo para facilitar su secado.
6. Luego de separar las distintas fracciones que componen la mezcla, proceder a determinar sus masas utilizando la balanza. Registrar la masa de cada fracción de la mezcla y calcular el total de masa obtenida.

## Comentarios finales y conclusiones

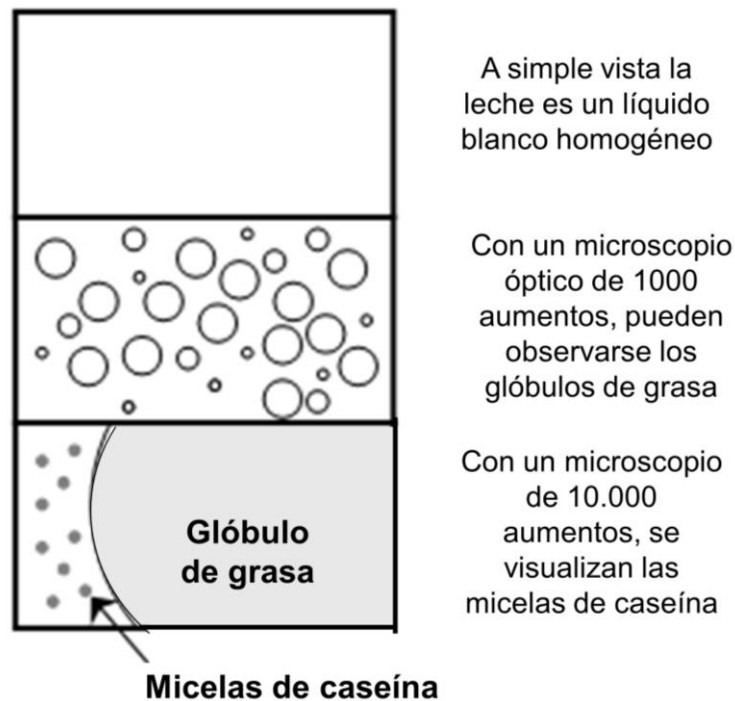
- ¿Coincide la masa de la mezcla inicial con la suma de las masas de las fracciones obtenidas luego de la separación? ¿Por qué?
- ¿Cuál es el porcentaje de cada fracción en la mezcla? Compare sus resultados con los obtenidos por sus compañeros.
- La arena, ¿constituye un sistema homogéneo o heterogéneo?
- ¿Por qué los granos de magnetita y las limaduras de hierro se separan juntos?
- Discuta en grupo acerca de la posibilidad de aplicar algunos de los procedimientos realizados al reciclado de la basura domiciliaria.

### V.4.2. Separación de una mezcla compuesta de fracciones solubles e insolubles

La leche es un sistema homogéneo a simple vista pero que dista mucho de ser una solución verdadera. Es un líquido con una estructura muy compleja (Figura V.12), que contiene sustancias disueltas y otras en suspensión. El material en suspensión está dado por los glóbulos de grasa, a su vez recubiertos por una membrana de caseína, la proteína de la leche, y fosfolípidos. El tamaño de estas estructuras varía entre 0,2 y 15  $\mu\text{m}$  según las especies de mamíferos. Los cationes Ca (II) juegan un papel importante en la estabilización de la leche como dispersión coloidal.

La leche contiene numerosas sustancias diferentes en cantidades que varían según la especie de mamífero, el clima y la región. Las sustancias solubles están presentes en la fase acuosa, conocida como suero, y las poco solubles están disueltas en los glóbulos de grasa y proteínas. Una composición aproximada de la leche de vaca es la siguiente:

|                   |   |
|-------------------|---|
| Agua              | 85,5% - 88,7%   |
| Grasa (crema)     | 2,4% - 5,5%   |
| Sólidos no grasos | 7,9 – 10,0%:  |
| Proteínas         | 3,25% (mayoritariamente caseína)  |
| Lactosa           | 4,6%  |
| Minerales         | 0,65% (Ca, P, Mg, K, Na, Zn, Cl, Fe, Cu, sulfato, bicarbonato, y otros) |
| Sales orgánicas   | 0,18% (citrato, formiato, acetato, lactato, oxalato)                    |
| Enzimas           | peroxidasa, catalasa, fosfatasa, lipasa                                 |
| Gases             | oxígeno, nitrógeno  |
| Vitaminas         | A, C, D, K, tiamina, riboflavina, otras.                                |



**Figura V.12.** Estructura heterogénea de la leche. Esquema de los campos de observación bajo microscopios de 1.000 y 10.000 aumentos.

La grasa de la leche contiene triglicéridos, fosfolípidos y colesterol,<sup>1</sup> en proporciones que dependen de la especie y de las condiciones de desarrollo de los animales.

En la presente actividad separaremos la fracción acuosa de la fracción de grasa y proteínas. Para esto se empleará jugo de limón, que “corta” la leche. Obtendremos una mezcla formada por grumos de grasa o crema y proteínas, principalmente caseína) y otra parte líquida, el suero de la leche con el jugo de limón. La formación de grumos ocurre debido a que los ácidos del limón coagulan las proteínas. A partir de la leche cortada, se procederá a separar algunos de sus componentes.

#### **Discusión en grupo antes del comienzo del trabajo experimental**

- ¿Cuáles son las características de la leche como sistema material?
- ¿Puede decirse con certeza que una mezcla líquida opaca es homogénea por la simple observación visual?

<sup>1</sup> Estos compuestos serán tratados en el Capítulo VII.

- Si observásemos una mezcla de agua y azúcar con un microscopio, ¿cuántas fases podríamos distinguir?

**Elementos a utilizar:**

Jugo de limón

Leche común (no del tipo larga vida, ya que es más difícil de cortar)

Vaso

Frasco de vidrio

Papel de filtro (puede ser para café)

Embudo

Lupa

**Procedimiento:**

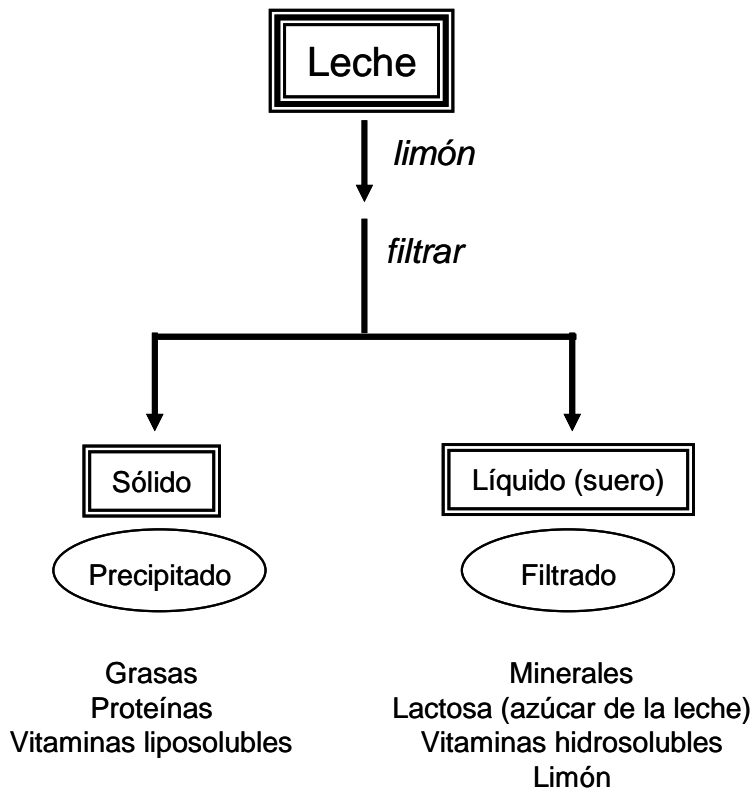
1. Colocar leche en un vaso y agregar un poco de jugo de limón. Esperar hasta que se formen grumos en suspensión.
2. Observar a simple vista y con una lupa los tamaños de los gránulos formados. Dejar en reposo aproximadamente 5 minutos para que se separen las fases. Este procedimiento suele llamarse *floculación*.
3. Colocar el papel de filtro en el embudo y acomodarlo sobre un frasco. Filtrar la mezcla.
4. Observar el color y las propiedades del líquido que atravesó el papel (a esta fracción se la denomina filtrado). Observar el color y el tamaño de las partículas o flóculas que quedaron en el papel de filtro (precipitado).

El Esquema V.2 resume el procedimiento realizado e indica los componentes presentes en cada una de las fracciones obtenidas.

**Comentarios finales y conclusiones**

- Indique si el sistema obtenido luego de agregar limón a la leche es homogéneo o heterogéneo.
- ¿Cómo se llaman los métodos utilizados para separar la fase líquida y los grumos?
- En este caso, ¿se separaron los componentes individuales de la leche o grupos de ellos? Explique.
- ¿Podría acelerar el proceso de sedimentación? ¿Cómo?
- Busque en bibliografía las características de la floculación. ¿A qué tipo de sistemas se aplica?

- ¿Qué importancia tiene el procedimiento seguido en esta actividad para la preparación de quesos? ¿cómo se fabrica el yogur? Busque información en la bibliografía o en Internet.



**Esquema V.2.** Procedimiento de separación de algunos de los componentes de la leche.

#### V.4.3. Separación de una mezcla de colorantes

Se procederá a separar cualitativamente los componentes de tinta de marcador mediante cromatografía en papel. Si bien existen numerosos diseños experimentales con el mismo propósito, los aquí elegidos son muy simples.

Se sugiere realizar cuatro experimentos: dos con tinta de marcadores permanentes empleando como solventes en un caso agua y en el otro etanol; y dos con marcadores al agua empleando nuevamente los mismos solventes. Comparare los resultados obtenidos con ambos solventes para cada tipo de tinta y determine la afinidad tinta-solvente en cada caso.

Los experimentos también se pueden realizar con pigmentos naturales extraídos de plantas o flores y tratar de separarlos variando los solventes.

#### **Discusión en grupo antes del comienzo del trabajo experimental**

- En el Capítulo IX, busque las definiciones de pigmento y de colorante.



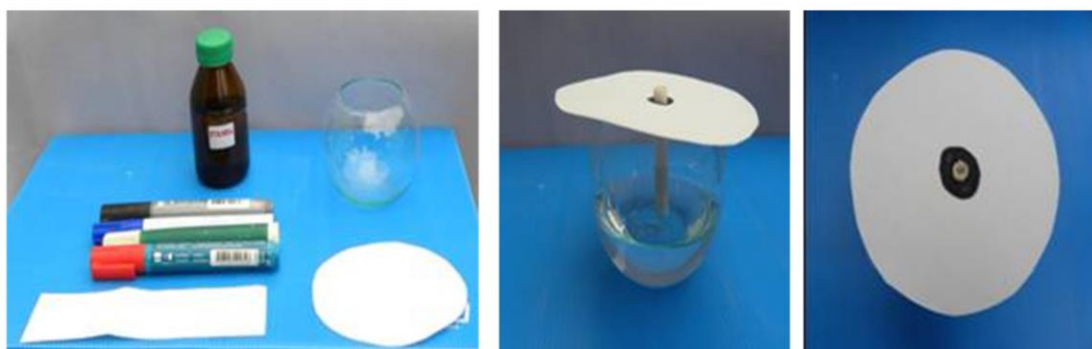
- Mencione frutas y verduras de las cuales se pueden obtener sustancias coloreadas
- Si se moja con el jugo de cáscara de mandarina una hoja de papel de diario coloreada, ¿Qué observa?

**Elementos a utilizar:**

- 4 círculos de papel de filtro de 10 a 15 cm de diámetro
- 4 trozos de papel de filtro de (4 × 5) cm
- 4 vasos de precipitados de 100 mL (o recipientes de volumen similar)
- Agua
- Etanol
- 2 marcadores de colores al solvente (marcadores permanentes)
- 2 marcadores de colores al agua

**Procedimiento:**

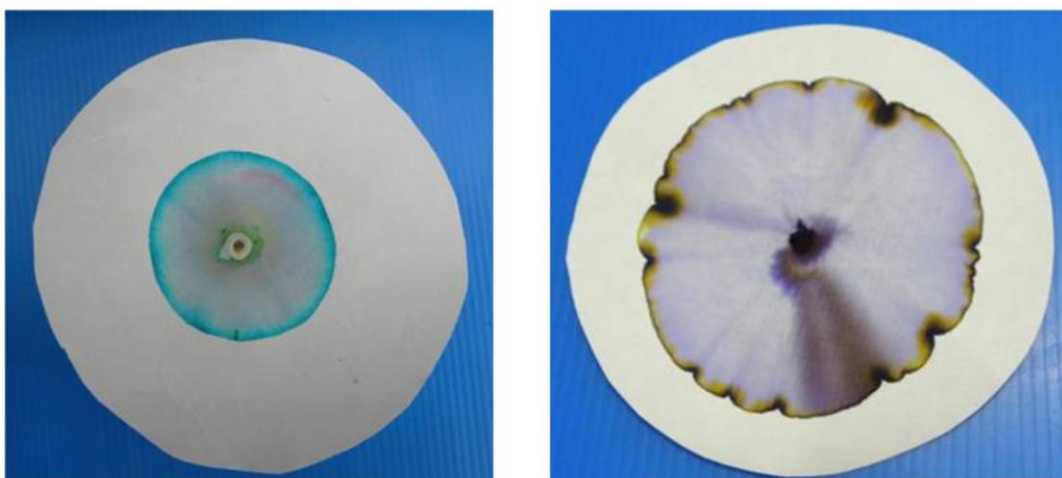
1. Enrollar el trozo de papel.
2. Realizar un agujero en el centro del círculo de papel de filtro y atravesarlo con el rollito de papel.
3. Hacer con el marcador una mancha de aproximadamente 1,5 cm de diámetro en el centro del círculo de papel.
4. Colocar sobre el recipiente con el solvente, de manera tal que el rollito quede en contacto con el líquido, pero el círculo de papel no. Ver la Figura V.13.
5. Esperar unos minutos.
6. Repetir los procedimientos 1. a 5. con los distintos marcadores y solventes.



**Figura V.13.** Cromatografía en papel. Diseño experimental para separar los componentes de las tintas de los marcadores.

Las Figuras V.14a y b muestran los resultados obtenidos empleando un marcador verde permanente y etanol como solvente, y un marcador negro con tinta al agua. En

ambos casos se observa claramente que las tintas están formadas por más de un colorante.



**Figura V.14.** Resultados cromatográficos obtenidos empleando tintas de diferente color. **a.** Verde permanente y etanol como solvente; **b.** Negra al agua y agua como solvente. En ambos casos se observa que el color de las tintas está formado por la mezcla de más de un colorante.

#### **Comentarios finales y conclusiones**

- ¿En qué casos es útil el empleo de la cromatografía como método de separación?
- ¿A qué se deben las diferentes velocidades y distancias de migración de las tintas?
- Compare los resultados obtenidos empleando un mismo marcador y solventes diferentes.
- Compare los resultados obtenidos utilizando un mismo solvente y distintos marcadores.
- ¿Qué conclusiones pueden obtener en cuanto a la composición de las tintas? ¿Cuántos componentes pueden detectarse? ¿Podrían existir más componentes que los detectados?

#### *V.4.4. Separación de una mezcla de agua y tierra por destilación simple*

Se purificará por destilación agua contaminada con tierra. Se observará cómo cambia la temperatura a medida que transcurre la destilación. Hay que tener presente que el agua, por poseer una enorme capacidad de disolver sustancias (hasta es capaz de incorporar algunos componentes del vidrio), no existe en estado de pureza absoluta.

Cuando un líquido es destilado, el vapor se eleva desde el balón y toma contacto con el termómetro situado en un receptáculo, llamado “T” de destilación. El vapor llega al condensador, donde se convierte en gotitas que descienden lentamente hasta el recipiente en donde se las recolecta. La temperatura medida en el termómetro durante la condensación del líquido se mantiene constante, en tanto haya líquido en el balón de destilación. Las impurezas no volátiles de la tierra (sales, arcilla, arena y compuestos orgánicos no volátiles) quedan en el balón como residuo sólido.

La destilación debe realizarse lentamente, pero sin interrupciones de modo de favorecer el equilibrio entre el líquido y el vapor en el balón. Antes de iniciar la destilación y para evitar que la mezcla hierva a borbotones, se colocan en el balón dos o tres trocitos de porcelana, llamados “platos porosos”. Los poros de la porcelana brindan la superficie para que se formen las burbujas del vapor. De este modo el líquido hierve sin salpicaduras ni proyecciones.

#### **Elementos a utilizar:**

Glicerina

Mezcla de tierra y agua

Balón para destilación con esmeril

“T” de destilación

Refrigerante

Codo con esmeril

Termómetro

Erlenmeyer o balón con esmeril

Tres o cuatro platos porosos

Taza de loza o de metal que hará las veces de baño de calentamiento

Plancha de calentamiento

#### **Procedimiento**

1. Colocar la mezcla en el balón de destilación. El volumen de mezcla no debe ser mayor que la tercera parte de la capacidad del recipiente.
2. Agregar tres o cuatro platos porosos en el balón de destilación.
3. Introducir el balón en la taza de loza y agregar glicerina cuidando que no desborde. Es conveniente que el nivel de glicerina llegue hasta dos o tres centímetros por debajo del borde.
4. Armar el equipo de destilación simple tal como se indica en la Figura V.9
5. Colocar una gotita de glicerina en el bulbo del termómetro antes de colocarlo en la “T” de destilación con el fin de lograr un buen contacto entre ambos, y consecuentemente una medición correcta de la temperatura.

6. Revisar cuidadosamente que todas las conexiones de esmeril cierren bien, para evitar escapes del líquido a destilar y posibles accidentes.
7. Conectar las mangueras al refrigerante teniendo especial cuidado en que el ingreso de agua se realice por la conexión inferior del refrigerante tal como lo indica la Figura V.9. Si no se dispone de conexiones a una red de agua puede recircularse el agua de un depósito mediante una bomba de bajo caudal, similar a las utilizadas en las fuentes de agua pequeñas.
8. Leer el valor de temperatura en el termómetro y registrarlo. Este valor corresponderá a la temperatura ambiente y al tiempo cero de destilación.
9. Encender la plancha de calentamiento e iniciar la destilación.
10. Medir la temperatura y el volumen de líquido recogido a intervalos de un minuto y registrar los valores en una tabla (tiempo, volumen y temperatura).
11. Detener la destilación (apagar la plancha de calentamiento) cuando quede poco líquido en el balón de destilación. De no tener este cuidado hay riesgo de que el balón se rompa. No desarmar el equipo de destilación mientras esté caliente.
12. Representar en un gráfico los valores de temperatura en función del tiempo y de temperatura en función de volumen recogido de la destilación.
13. Comparar los gráficos obtenidos con los de sus compañeros y sacar conclusiones.

#### **Comentarios finales y conclusiones**

- Al armar el equipo de destilación, ¿por qué el agua debe ingresar por la entrada inferior de la columna?
- Discuta acerca de los procesos que ocurren durante la destilación.
- ¿Qué componentes espera que hayan quedado en el balón?
- ¿Cómo es la variación de la temperatura con el tiempo? ¿Cómo se explica?
- Comente el efecto de la evaporación del agua de mar por acción del calor solar durante el ciclo del agua.
- ¿Por qué el agua es un recurso natural renovable?

#### *V.4.5. Separación de una mezcla de alcohol y agua*

El alcohol medicinal, con una graduación de 96º, contiene una pequeña fracción de agua. El alcohol completamente deshidratado se conoce como alcohol absoluto. Debe tenerse en cuenta que los volúmenes de alcohol y de agua no son aditivos, por lo que es frecuente indicar la composición de las soluciones informando los volúmenes que se han mezclado, informándose como “porcentaje volumen en volumen”, %v/v.

Se procederá a destilar una mezcla formada por volúmenes iguales de agua y alcohol, y se observará cómo cambia la temperatura en el termómetro a medida que

transcurre la destilación. Se emplearán dos equipos: uno de destilación simple y otro de destilación fraccionada.

### **Elementos a utilizar:**

#### Destilación simple

Solución de alcohol medicinal y agua, 50 mL de alcohol y agua en cantidad suficiente para (csp) 100 mL

Glicerina

Termómetro

Balón para destilación con esmeril

“T” de destilación

Refrigerante

Erlenmeyer o balón con esmeril.

Codo con esmeril

Tres o cuatro platos porosos

Taza de loza o de metal para baño de calentamiento

Plancha de calentamiento

#### Destilación fraccionada

Se emplearán los mismos elementos detallados en la destilación simple, más una columna de fraccionamiento recubierta cuidadosamente con papel con el fin de disminuir las pérdidas de calor.

### **Procedimiento:**

Para la destilación simple, repetir los puntos 1 a 13 del experimento anterior

Para la destilación fraccionada:

Armar el equipo tal como se indica en la Figura V.10, teniendo en cuenta las mismas precauciones empleadas para armar el equipo de destilación simple, y proceder a la destilación. En la Figura se enmarca el detalle de la columna de fraccionamiento donde se puede observar la superficie adicional que facilita la destilación.

### **Comentarios finales y conclusiones:**

- ¿Cómo es la variación de la temperatura con el tiempo en el caso de la destilación simple? ¿Cómo se explica?
- ¿Cómo es la variación de la temperatura con el tiempo en el caso de la destilación fraccionada? ¿Cómo se explica la diferencia respecto a la destilación simple?

- En el caso de la destilación fraccionada ¿qué fracción en el destilado aparece primero, el alcohol o el agua? Justifique su respuesta.
- Una solución formada por A(l) y B(l), se destila para separar ambos componentes. ¿Qué información necesita para predecir cuál de los dos destilará primero?

#### V.4.6. Separación de fracciones en una mezcla compleja

A modo de corolario de este capítulo le proponemos analizar posibles procedimientos para separar las distintas fracciones de una mezcla compleja formada por varios componentes.

En el Capítulo IV, actividad IV.10.1. “Hagamos banderas”, le propusimos preparar, en tubos de ensayo, fases de distintos colores a modo de “banderas”, utilizando colorantes rojo y azul, y agua, aceite y alcohol como solventes. Una vez finalizada la actividad, los contenidos de todos los tubos fueron descartados en un bidón de residuos.

- a. Comente con los alumnos los siguientes temas.
  - La generación de residuos y la importancia de reciclarlos hasta donde sea posible.
  - Cuál o cuáles procedimientos podrían sugerirse para separar la mayor cantidad posible de fracciones o fases de la mezcla de solventes y colorantes.
  - La imposibilidad de separar todos los componentes.
- b. Describa la secuencia de pasos y el material que utilizaría para llevar adelante uno de los procedimientos propuestos.

## VI. REACCIONES MÁS QUE IMPORTANTES

### ÁCIDO-BASE Y ÓXIDO-REDUCCIÓN

Cada reacción química juega su papel, en la naturaleza o en los laboratorios, por lo que todas son importantes. Sin embargo, las reacciones de ácido - base y de óxido - reducción son de tal trascendencia que podríamos decir sin temor a equivocarnos que de ellas depende nuestro ambiente planetario y la biosfera. Las reacciones de los ácidos con las bases, las oxidaciones bajo el efecto del oxígeno, la formación por reducción de prácticamente todos los compuestos naturales del carbono, han marcado los cambios geológicos y la evolución y permanencia de la vida. Desde el punto de vista tecnológico, las aplicaciones son múltiples. Para la química, se trata de un conjunto de procesos en los que tiene lugar la transferencia total o parcial de cargas eléctricas entre reactivos y productos de una manera específica.

#### VI.1. Las reacciones ácido-base

Los ácidos y las bases fueron usados desde los tiempos de los alquimistas para tareas tan inverosímiles como “crear” oro, junto a otras aplicaciones más modestas como la disolución de metales. Los alquimistas desconocían la naturaleza de estas sustancias, pero las reconocían por sus propiedades, que aplicaban de un modo totalmente empírico. En el siglo XVII se hicieron los primeros descubrimientos relacionados con las propiedades químicas de ácidos y bases. Otto Tachenius (¿-1680) alrededor de 1640 se dio cuenta de que las sales se formaban por la reacción de un ácido con una base, y Robert Boyle (1627-1691), en el mismo año, descubrió la capacidad de estas sustancias de cambiar el color de ciertos colorantes vegetales, que actualmente utilizamos como indicadores ácido-base. El impulso definitivo para una definición científica de los ácidos y las bases se origina en el trabajo pionero de Svante August Arrhenius (1859-1927) sobre los electrolitos y las soluciones acuosas electrolíticas, a fines del siglo XIX. Arrhenius fue un físico y químico sueco, premio Nobel de Química en 1903, descubridor del carácter iónico de las soluciones electrolíticas, además de realizar contribuciones importantes en Biología y Astronomía. Predijo el calentamiento global como consecuencia de la quema de combustibles fósiles.

Lo primero que surge en relación con las reacciones ácido-base es que existen sustancias ácidas (del latín *acidus*, que significa agrio), sustancias básicas o alcalinas (del

árabe *al kali*, el nombre de la ceniza de una planta capaz de contrarrestar el efecto de los ácidos) y sustancias neutras, que no son ni ácidas ni alcalinas.

Estamos familiarizados con las sustancias ácidas a partir de su sabor, ya que la mayoría de los alimentos, como frutas, verduras y productos lácteos, son ácidos, Figura VI.1. Las sustancias alcalinas no las reconocemos por su sabor, generalmente amargo, sino por ser resbalosas al tacto, como el jabón y otros productos de limpieza, Figura VI.2. Son sustancias básicas los medicamentos antiácidos, sales de bicarbonato, polvo de hornear, y muchas más. Las sustancias neutras son también muy abundantes entre los alimentos. Algunos fluidos biológicos, como la sangre y las lágrimas, son prácticamente neutros.



**Figura VI.1.** La mayoría de los alimentos, especialmente frutas, verduras y productos lácteos, son ácidos. “Mesa puesta con quesos y frutas”. Anónimo, fecha desconocida, cerca de 1615. Óleo sobre tabla.





**Figura VI.2.** Las sustancias básicas predominan en los productos para limpieza, jabones y detergentes.

### *VI.1.1. Definiciones de ácidos y bases*

La definición de los compuestos ácidos y alcalinos ha evolucionado en el tiempo. Actualmente sobreviven tres definiciones, cada una de ellas aplicable a distintos grupos de estas sustancias.

#### *VI.1.1.1. Teoría de Arrhenius*

Según Arrhenius, los ácidos y las bases son sustancias que contienen protones ( $H^+$ ) y oxidrilos ( $HO^-$ ) respectivamente. Consideraba que el carácter ácido era consecuencia de la disociación de la molécula en iones, uno de los cuales era el protón; otro tanto decía de una base, en cuyo caso el ión responsable del carácter alcalino era el oxidrilo. La teoría de la disociación iónica de los electrolitos fue desarrollada entre 1880 y 1890 como parte de su tesis doctoral. Sus ideas, totalmente revolucionarias para la época, no fueron comprendidas por los integrantes del tribunal evaluador, y la tesis, de un enorme valor científico, fue aprobada con la calificación mínima.

Sustancias como el ácido clorhídrico  $HCl$ , el sulfúrico  $H_2SO_4$  o el acético  $CH_3COOH$  (presente en el vinagre de las ensaladas) son ácidos por la presencia en sus moléculas de átomos de hidrógeno ionizables, mientras que el hidróxido de sodio  $NaHO$  o el hidróxido de calcio  $Ca(OH)_2$  son bases o álcalis porque tienen oxidrilos. Las disociaciones correspondientes son:

Ácidos:

|   |                       |
|---|-----------------------|
| $HA \rightarrow H^+ + A^-$              | en términos genéricos |
| $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$            | clorhídrico           |
| $H_2SO_4 \rightarrow 2 H^+ + SO_4^{2-}$ | sulfúrico             |
| $CH_3COOH \rightarrow H^+ + CH_3COO^-$  | acético o etanoico    |

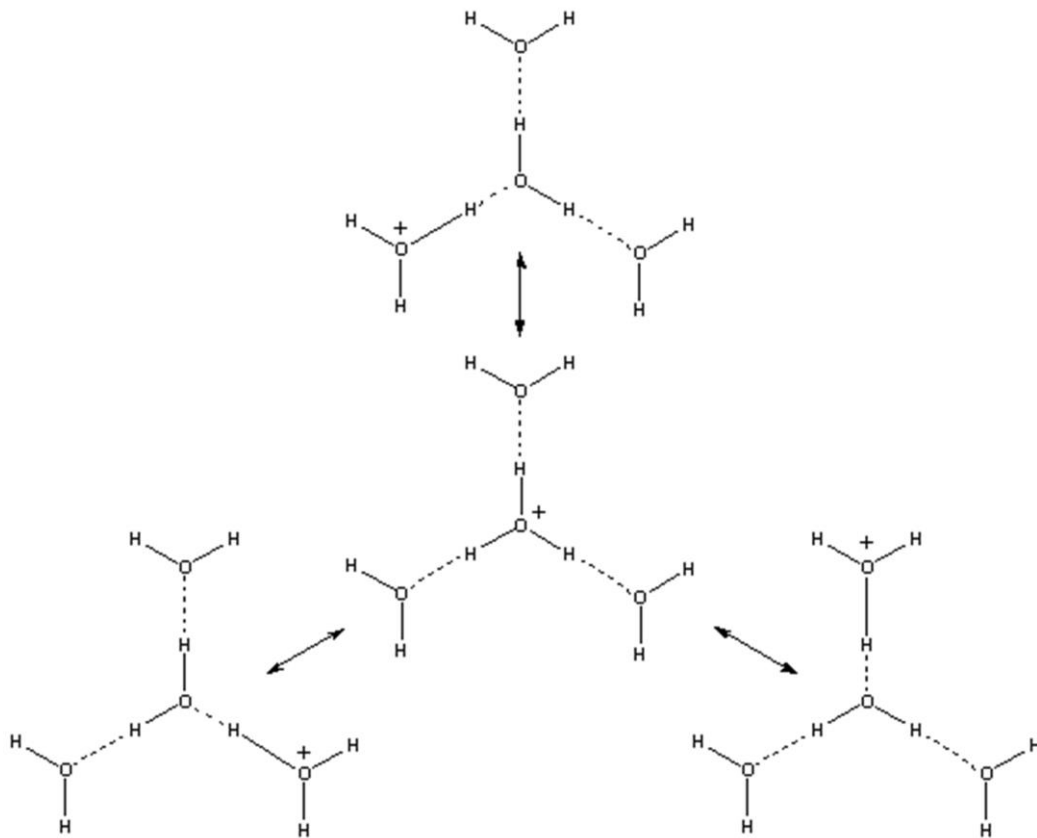
Bases:

|   |                       |
|---|-----------------------|
| $BHO \rightarrow HO^- + B^+$            | en términos genéricos |
| $NaHO \rightarrow HO^- + Na^+$          | hidróxido de sodio    |
| $Ca(OH)_2 \rightarrow 2 HO^- + Ca^{2+}$ | hidróxido de calcio   |

La definición de Arrhenius contribuyó enormemente a la comprensión de la naturaleza de los ácidos y las bases. Si bien sigue siendo útil en muchos casos, no abarca todas las sustancias ácidas y básicas: el amoníaco,  $NH_3$ , es una base aunque carece de  $HO^-$  en su molécula.

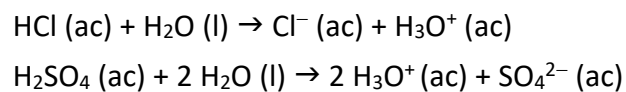
#### *VI.1.1.2. Una mirada más detallada sobre el protón*

¿De qué hablamos cuando decimos “protón”? En términos estrictos, un protón es el núcleo del átomo más simple, un átomo de hidrógeno sin su electrón. Es también la partícula subatómica positiva integrante de todos los núcleos atómicos junto con los neutrones. Debemos tener presente que los protones sueltos no existen en el agua, por más que se acepte escribir  $H^+$  para representarlo. El protón es el único catión que no posee electrones, por lo que su diámetro es de dimensiones nucleares,  $10^{-13}$  cm, mientras que las dimensiones de los demás cationes son del orden de  $10^{-8}$  cm, cien mil veces mayores. Al ser tan pequeño, el protón se acerca lo suficiente para incorporarse a la nube electrónica de la molécula del solvente, en este caso el agua. Una representación adecuada del protón hidratado es el ión hidronio  $H_3O^+$  que indica que el protón no está libre sino asociado a una molécula de agua. Su existencia ha sido demostrada experimentalmente en el vapor de agua sometido a descargas eléctricas, en varios ácidos cristalizados y en soluciones ácidas acuosas. En realidad, el protón hidratado está asociado al menos a cuatro moléculas de agua. La carga positiva fluctúa entre ellas, tal como se muestra en la Figura VI.3. Los demás iones también están asociados a moléculas de agua y están hidratados.



**Figura VI.3.** En el agua líquida, el protón está asociado a cuatro moléculas de agua, con la carga resonante entre las posiciones posibles.

En función de lo anterior, la forma correcta de escribir las ecuaciones de disociación de los ácidos en agua es la siguiente:

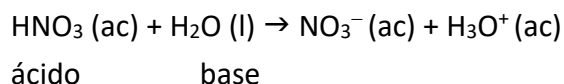


También se acepta la forma simplificada  $\text{HCl (ac)} \rightarrow \text{Cl}^- \text{ (ac)} + \text{H}^+ \text{ (ac)}$  donde (ac), indica que cada ión está hidratado (en estado acuoso), o sea, asociado a moléculas de agua.

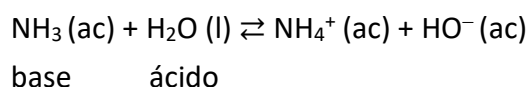
#### VI.1.1.3. Definición de ácidos y bases de Bronsted y Lowry

En 1923 Johannes Bronsted y Tomas Lowry desarrollaron, en forma independiente, una definición más general del carácter ácido o básico de las sustancias, basado en su capacidad de ser donoras oceptoras de protones.

Según este enfoque, un ácido es una sustancia capaz de transferir protones. Así, el ácido nítrico dona un protón a algún aceptor, generalmente el agua, que se comporta como una base:



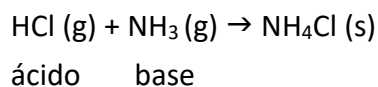
Una base es una sustancia capaz de recibir protones. Un ejemplo es el amoníaco, que acepta un protón para formar el catión amonio,  $\text{NH}_4^+$ .



El proceso es dinámico, ya que los protones y los oxidrilos son liberados y recapturados permanentemente.

De acuerdo con la definición de Bronsted–Lowry, una especie química se comporta como ácido solamente si está en presencia de otra a la que pueda transferir el protón, la que a su vez será la base por el hecho de aceptarlo. Así, en el caso del ácido clorhídrico, el agua es la molécula aceptora del protón del ácido y por lo tanto es una base. De igual modo el agua dona un protón al amoníaco y en consecuencia es un ácido.

El concepto donador-aceptor de protones no se limita solamente al agua. Las reacciones ácido-base pueden ocurrir en otros solventes, e incluso en ausencia de solvente. Bajo la forma gaseosa, el cloruro de hidrógeno  $\text{HCl} (\text{g})$  puro no es un ácido por cuanto no tiene a quien transferir el protón, otro tanto ocurre con el amoníaco gaseoso, que no tiene de quien recibirlo, y por lo tanto no es una base. Sin embargo, en fase gaseosa el  $\text{HCl} (\text{g})$  y el  $\text{NH}_3 (\text{g})$  reaccionan para formar  $\text{NH}_4\text{Cl}$  sólido, en diminutas partículas que se dispersan en el aire con la apariencia de un humo blanco. En esta reacción, el  $\text{NH}_3 (\text{g})$  es la base de Bronsted-Lowry, ya que es la especie aceptora del protón del cloruro de hidrógeno gaseoso, que es el ácido.



Nuevamente vemos que el amoníaco es una base aunque no tiene  $\text{HO}^-$ .

*En una reacción ácido - base según Bronsted-Lowry, los protones se transfieren de un reactante (el ácido) al otro (la base).*

#### VI.1.1.4. Definición de ácidos y bases de Lewis

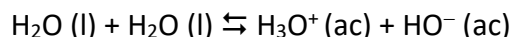
Existe una tercera teoría, la de Lewis, que considera que el carácter ácido o básico de una molécula se asocia con su capacidad de aceptar o de donar pares electrónicos. En el caso del amoníaco, el carácter básico según Lewis está asociado al par electrónico no compartido del nitrógeno, el que es cedido en parte al protón para formar el catión amonio.

La teoría de Lewis es útil para explicar la acidez de algunos compuestos carentes de protones. Es una teoría más general y pone de manifiesto que, en última instancia, una reacción ácido base se limita al intercambio de pares electrónicos.

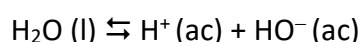
Desde un punto de vista práctico, las teorías de Arrhenius y de Bronsted-Lowry alcanzan para describir la gran mayoría de los compuestos ácido-base y sus reacciones en agua.

#### VI.1.2. Auto disociación del agua y la constante Kw

Según los ejemplos discutidos en VI.1.1.3 con el ácido nítrico y el amoníaco, el agua es tanto un ácido como una base. Esto queda evidenciado por la *auto disociación*, *auto ionización* o *auto protólisis* del agua, que puede expresarse como sigue:



De forma abreviada



Según esta reacción, el agua es un ácido por cuanto puede ceder un protón a otra molécula de agua para transformarse en un oxidrilo, pero también es una base ya que puede aceptar dicho protón y transformarse en ión hidronio. Por esta condición el agua es una sustancia anfiprótica, del griego “amphi” que significa ambos, y prótico que se refiere al protón. Significa que una misma molécula puede aceptar y donar protones.

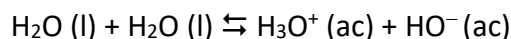
La doble flecha en la ecuación anterior indica que la reacción ocurre en ambos sentidos. Cuando las velocidades de ambos procesos se igualan, se alcanzan concentraciones constantes para las especies involucradas, agua, hidronio y oxidrilo, siempre a temperatura constante. Estas condiciones corresponden a un equilibrio químico.

Cada molécula de agua que se disocia produce un oxidrilo y un hidronio, de modo que las concentraciones de ambos son iguales. Mediciones muy precisas han permitido establecer que, a 25°C:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$$

Los corchetes indican concentraciones molares en equilibrio. Según estos valores, en cada litro de agua pura existen  $10^{-7}$  mol de protones y oxidrilos, equivalente a  $6,02 \times 10^{16}$  protones e igual número de oxidrilos.

Todo equilibrio químico está caracterizado por una constante de equilibrio, que se plantea como un cociente cuyo numerador se obtiene multiplicando las concentraciones molares de los productos de la reacción, y el denominador de igual forma, pero con las concentraciones molares de los reactivos:



$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{HO}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

El reactivo es el agua pura y los productos son hidronios (protones) y oxidrilos. Como estas formas iónicas se encuentran en concentraciones tan bajas, la concentración del agua se mantiene prácticamente igual a la que tendría si no se disociara. La masa molar es de 18 g/mol, y si consideramos la densidad del agua igual a  $1 \text{ g cm}^{-3}$ , cada litro contiene 55,5 mol. Por lo tanto, la concentración es 55,5 M. Por ser un valor constante, su inclusión en la constante de equilibrio es trivial y no se explicita en la expresión numérica de K, lo que equivale a asignarle el valor 1.

En el caso particular del agua, la constante de equilibrio resultante recibe el nombre de *constante de autodisociación del agua*, *constante de autoprotólisis del agua* o *producto iónico del agua*, y se la designa *K<sub>w</sub>*. La letra w hace referencia a la palabra inglesa *water*, que significa agua.

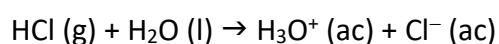
$$K [\text{H}_2\text{O}]^2 = K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{HO}^-] = (1,0 \times 10^{-7}) (1,0 \times 10^{-7}) = 1,0 \times 10^{-14} \quad \text{a } 25^\circ\text{C}.$$

Las concentraciones responden a un estado de referencia en mol por litro, y las unidades no se indican en el valor numérico de la constante de equilibrio.

### VI.1.3. Las soluciones ácidas y las soluciones básicas o alcalinas

El agua pura es neutra por contener cantidades iguales de los iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  y  $\text{HO}^-$ . Por tratarse de un equilibrio químico, las concentraciones de protones y oxidrilos pueden cambiar (mediante el agregado de un ácido o de una base) siempre que el producto de ambas se mantenga constante. Si la concentración de uno de ellos aumenta, la del otro deberá disminuir.

¿Qué ocurre cuando se agregan ácidos al agua? Se forma una solución ácida, con un aumento de la concentración de protones. Si se burbujea HCl gaseoso en agua:



$$[\text{H}_3\text{O}^+] > 1 \times 10^{-7} \text{ M y } [\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HO}^-]$$

Dado que  $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{HO}^-] = 1 \times 10^{-14}$

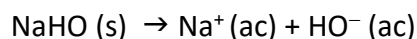
$$[\text{HO}^-] = K_w / [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{HO}^-] = 1 \times 10^{-14} / [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Si  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  aumenta,  $[\text{HO}^-]$  disminuye

A medida que  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  aumenta,  $[\text{HO}^-]$  disminuye ya que se mantiene el equilibrio de autodisociación del agua y el valor de  $K_w$  no cambia, a menos que se modifique la temperatura.

Si se agregan bases o álcalis al agua, por ejemplo, un poco de hidróxido de sodio sólido, lo que aumenta es la concentración de oxidrilos:



$$[\text{HO}^-] > 1 \times 10^{-7} \text{ M y } [\text{HO}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{HO}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{HO}^-] = K_w / [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{HO}^-] = 1 \times 10^{-14} / [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Si  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  aumenta,  $[\text{HO}^-]$  disminuye.

La situación se ha invertido, a medida que  $[\text{HO}^-]$  aumenta,  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  disminuye.

El conocimiento de  $K_w$  nos permite calcular  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  conociendo  $[\text{HO}^-]$  y viceversa.

#### *Ejemplo 1*

Después del agregado de una base,  $[\text{HO}^-] = 1,0 \times 10^{-3} \text{ M}$ , ¿Cuál es la concentración de  $\text{H}_3\text{O}^+$ ?

$$\begin{aligned}K_w &= [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{HO}^-] = 1,0 \times 10^{-14} \\[\text{H}_3\text{O}^+] &= K_w / [\text{HO}^-] = (1,0 \times 10^{-14}) / (1,0 \times 10^{-3}) \\[\text{H}_3\text{O}^+] &= 1,0 \times 10^{-11} \text{ M}\end{aligned}$$

De acuerdo con este resultado,  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ , como consecuencia del agregado de la base, es diez mil veces menor.

#### *Ejemplo 2*

Después del agregado de un ácido,  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,5 \times 10^{-4} \text{ M}$ , ¿Cuál es la concentración de  $\text{HO}^-$ ?

$$\begin{aligned}K_w &= [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{HO}^-] = 1,0 \times 10^{-14} \\[\text{HO}^-] &= K_w / [\text{H}_3\text{O}^+] = (1,0 \times 10^{-14}) / (2,5 \times 10^{-4}) \\[\text{HO}^-] &= 4,0 \times 10^{-11} \text{ M}\end{aligned}$$

El agregado de un ácido hizo disminuir drásticamente el contenido de oxidrilos. Estos cálculos son posibles en virtud del equilibrio de disociación del agua. Dentro de ciertos límites, independientemente de cuál sea el valor de la concentración de protones, la concentración de oxidrilos alcanzará el valor necesario para que el producto de ambas sea igual a  $K_w$ .

#### *VI.1.4. Escala cuantitativa de acidez y basicidad de las soluciones: pH y pOH*

Sabemos por experiencia que hay soluciones más ácidas que otras: el jugo de limón es más ácido que el de naranja. Cuanto mayor sea la concentración de protones mayor será la acidez de la solución. Es necesario disponer de una escala cuantitativa apropiada para indicar la acidez o la basicidad de las soluciones acuosas, cuyas concentraciones de protones y oxidrilos varían a lo largo de catorce órdenes de magnitud, como se indica en las primeras dos columnas de la Tabla VI.1.



| [H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ] | [HO <sup>-</sup> ] | pH | pHO |
|----------------------------------|--------------------|----|-----|
| 10 <sup>-14</sup>                | 1                  | 14 | 0   |
| 10 <sup>-13</sup>                | 10 <sup>-1</sup>   | 13 | 1   |
| 10 <sup>-12</sup>                | 10 <sup>-2</sup>   | 12 | 2   |
| 10 <sup>-11</sup>                | 10 <sup>-3</sup>   | 11 | 3   |
| 10 <sup>-10</sup>                | 10 <sup>-4</sup>   | 10 | 4   |
| 10 <sup>-9</sup>                 | 10 <sup>-5</sup>   | 9  | 5   |
| 10 <sup>-8</sup>                 | 10 <sup>-6</sup>   | 8  | 6   |
| 10 <sup>-7</sup>                 | 10 <sup>-7</sup>   | 7  | 7   |
| 10 <sup>-6</sup>                 | 10 <sup>-8</sup>   | 6  | 8   |
| 10 <sup>-5</sup>                 | 10 <sup>-9</sup>   | 5  | 9   |
| 10 <sup>-4</sup>                 | 10 <sup>-10</sup>  | 4  | 10  |
| 10 <sup>-3</sup>                 | 10 <sup>-11</sup>  | 3  | 11  |
| 10 <sup>-2</sup>                 | 10 <sup>-12</sup>  | 2  | 12  |
| 10 <sup>-1</sup>                 | 10 <sup>-13</sup>  | 1  | 13  |
| 1                                | 10 <sup>-14</sup>  | 0  | 14  |

**Tabla VI.1.** Concentraciones de protones y oxidrilos en el agua a 25°C y los correspondientes valores de pH y de pOH. En todos los casos, el producto de protones y oxidrilos es igual a  $K_w$  y  $\text{pH} + \text{pOH} = \text{p}K_w = 14$ .

Para abarcar intervalos de valores tan extendidos, conviene utilizar una escala logarítmica, como la de pH (que significa potencial o poder del hidrógeno), establecida por el químico dinamarqués Soren Peter Lauritz Sorensen en 1909 cuando estudiaba las proteínas y las enzimas. Se trata de una escala muy adecuada para indicar la acidez de la solución, de aplicación universal. Se define como el logaritmo en base 10 cambiado de signo de la concentración de protones expresada en mol/L. Por ser el logaritmo una función que carece de dimensiones, el pH y el pOH son adimensionales.

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] & [\text{H}_3\text{O}^+] &= 10^{-\text{pH}} \\ \text{pH} &= -\log [\text{H}^+] & [\text{H}^+] &= 10^{-\text{pH}} \end{aligned}$$

De la misma forma se establece una escala para indicar la basicidad de las soluciones, aunque es mucho menos utilizada: el pOH.

$$\text{pOH} = -\log [\text{HO}^-] \quad [\text{HO}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

Tanto el pH como el pOH son propiedades intensivas, al igual que la concentración. Las escalas de pH y de pOH varían en un intervalo de catorce unidades, tal como se indica en las columnas tercera y cuarta de la Tabla VI.1.

Por analogía, es frecuente indicar el valor de  $K_w$  en su forma logarítmica  $pK_w = -\log K_w = 14$ . Evidentemente, existe una relación unívoca entre pH, pOH y  $pK_w$ :

$$K_w = [H_3O^+] [HO^-] = 1,0 \times 10^{-14}$$

Si aplicamos logaritmos a ambos miembros de la ecuación anterior y multiplicamos por  $-1$ ,

$$-\log K_w = -\log [H_3O^+] - \log [HO^-] = -(-14) = 14$$

$$pK_w = pH + pOH = 14 \quad pOH = 14 - pH \quad pH = 14 - pOH$$

Veremos la aplicación de estas ecuaciones en los siguientes ejemplos:

#### *Ejemplo 3*

Si la concentración de protones de una solución es  $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-4}$  M, ¿cuánto valen el pH y el pOH?

$$pH = -\log (1 \times 10^{-4}) = -(-4) = 4$$

$$pOH = pK_w - pH = 14 - 4 = 10$$

#### *Ejemplo 4*

Si la concentración de protones de una solución es  $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-11}$  M, ¿Cuánto valen el pH y el pOH?

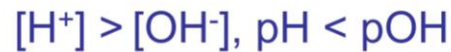
$$pH = -\log (1 \times 10^{-11}) = -(-11) = 11$$

$$pOH = pK_w - pH = 14 - 11 = 3$$

Como el agua pura tiene  $[H_3O^+] = [HO^-] = 1,0 \times 10^{-7}$  M, es obvio que  $pH = pOH = 7$  define la condición de neutralidad. Toda solución con pH menor que 7 es ácida, mientras que las soluciones básicas o alcalinas tienen pH mayor que 7, (Figura VI.4).



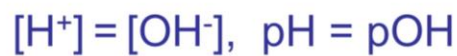
Solución ácida



Solución básica



Solución neutra



**Figura VI.4.** Soluciones ácidas, (jugo de quinotos), alcalinas (agua con jabón) y neutras (agua destilada y desgasificada).

Recapitulemos:

Cuanto menor es el pH, mayor es  $[\text{H}_3\text{O}^+]$   
menor es  $[\text{HO}^-]$   
más ácida es la solución

Cuanto mayor es el pH, menor es  $[\text{H}_3\text{O}^+]$   
mayor es  $[\text{HO}^-]$   
más alcalina es la solución

Para cualquier solución, cuanto menor es el pH, mayor es el pOH ya que:

$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{cte} = 14 \text{ (a } 25^\circ\text{C)}$$

#### VI.1.5. La fuerza relativa de los ácidos y de las bases

Es un hecho experimental que no todos los ácidos de igual concentración tienen el mismo pH. El ácido acético  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0,1 M tiene un pH alrededor de 3, mientras que el HCl de igual concentración tiene  $\text{pH} = 1$ . Como la escala de pH es logarítmica, la diferencia entre ambos valores es muy importante. La concentración de protones en la solución de HCl es mil veces mayor que en la de  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Decimos que el clorhídrico es un *ácido fuerte*, mientras que el acético es un *ácido débil*. Otro tanto ocurre con las

bases: a igualdad de concentraciones, sus valores de pH pueden diferir en varias unidades. Así, el  $\text{NH}_3$  0,1 M tiene un pH alrededor de 9 y es una *base débil*, mientras que el  $\text{NaOH}$  0,1 M, con  $\text{pH} = 13$  es una *base fuerte*.

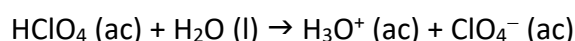
Los ácidos y las bases tanto fuertes como débiles tienen múltiples aplicaciones tecnológicas y son un capítulo importante de la química industrial.

#### VI.1.5.1. Cálculo del pH de soluciones relativamente concentradas de ácidos y bases fuertes

Los ácidos fuertes disueltos en agua se caracterizan porque se disocian prácticamente de manera completa, sobre todo si no están demasiado concentrados (en las soluciones muy concentradas los aniones y los cationes tienden a asociarse y eso frena la disociación). Si agregamos 0,1 mol de un ácido fuerte como el HCl a la cantidad de agua necesaria para preparar un litro de solución<sup>1</sup>, una vez homogeneizada, no encontraremos ninguna molécula de HCl, ya que todas se habrán disociado produciendo 0,1 mol de  $\text{H}_3\text{O}^+$  y 0,1 mol de  $\text{Cl}^-$ . De modo que, tanto la concentración de protones como la de cloruros, es igual a la concentración inicial del ácido. En el caso de las bases fuertes, la concentración de oxidrilos es igual a la concentración inicial de la base. Esto hace que sea muy sencillo calcular el pH de las soluciones de ácidos y bases fuertes si conocemos sus concentraciones iniciales, tal como se muestra en los ejemplos que siguen.

##### Ejemplo 5

Calcular el pH de una solución del ácido fuerte perclórico  $\text{HClO}_4$  preparada por el agregado de 0,05 mol de ácido por cada un litro de solución. ¿Qué pH tendrá 0,7 L de la misma solución?



La disociación del ácido es completa, por lo tanto tendremos 0,05 mol de  $\text{H}_3\text{O}^+$ , 0,05 mol de anión perclorato  $\text{ClO}_4^-$  y nada de  $\text{HClO}_4$  en 1,0 L de solución. Por lo tanto

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,05 = 1,3$$

---

<sup>1</sup> Los volúmenes de los diferentes componentes suelen no ser aditivos, por lo tanto, las soluciones se preparan con la cantidad de soluto según la concentración y el agregado de solvente necesario hasta obtener el volumen final de la solución. Suele indicarse como csp (cantidad suficiente para).

Para cualquier volumen de esta solución el valor del pH será el mismo, 1,3, por tratarse de una propiedad intensiva. La concentración es una propiedad intensiva, por lo tanto, el pH también lo es.

#### *Ejemplo 6*

Calcular el pH de una solución de la base fuerte hidróxido de potasio KHO preparada por 0,002 mol de álcali al que se le agrega la cantidad de agua necesaria para tener un litro de solución.

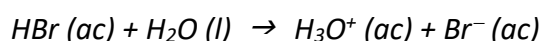
Por tratarse de una base, conviene calcular primero el pOH y después el pH, basándonos en la relación entre ambos a través de  $pK_w$ .

$$\begin{aligned}pOH &= -\log [HO^-] = -\log 0,002 = 2,7 \\pH &= pK_w - pOH = 14 - 2,7 = 11,3\end{aligned}$$

Las soluciones diluidas de ácidos y de bases cuyas concentraciones se acercan a  $10^{-7}$  M contienen protones que provienen de dos fuentes, la disociación del ácido y la autodisociación del agua. Este tipo de soluciones rara vez se prepara en el laboratorio, no obstante, es interesante que consideremos su cálculo.

#### *Para los amantes de la Matemática (I)*

*Supongamos contar con una solución acuosa del ácido fuerte HBr, de concentración  $C_a = 1,0 \times 10^{-8}$  M. Su disociación será total:*



*La concentración de  $Br^-$  en el equilibrio será  $[Br^-] = 1,0 \times 10^{-8}$  M =  $C_a$ , y el mismo valor,  $1,0 \times 10^{-8}$  M, corresponde a los protones aportados por el HBr. Si procedieramos como en el caso de las soluciones concentradas,  $-\log 10^{-8} = 8$ , lo cual sería absurdo, ya que indicaría que la solución se alcalinizó. El error surge de no haber considerado los protones provenientes del agua. Por lo tanto, ambas fuentes deben ser consideradas.*

*El aporte de protones del agua depende del valor de  $K_w$  y es igual a la concentración de oxidrilos  $[HO^-]$ . Por lo tanto, la concentración total de protones en el equilibrio será:*

*$[H_3O^+] = C_a + [HO^-] = C_a + K_w / [H_3O^+]$ , que puede escribirse como sigue:*

$$[H_3O^+]^2 = C_a [H_3O^+] + K_w = 0$$

$$[H_3O^+]^2 - Ca [H_3O^+] - Kw = 0$$

$$[H_3O^+]^2 - 10^{-7} [H_3O^+] - 10^{-14} = 0$$

La anterior es una ecuación de segundo grado, cuya solución es

$$[H_3O^+] = 1,05 \times 10^{-7}$$

$$pH = 6,98$$

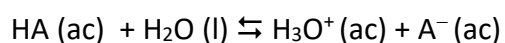
*El resultado indica que la solución es ligeramente ácida, tal como cabe esperar.*

#### VI.1.5.2. Cálculo del pH de soluciones relativamente concentradas de ácidos y bases débiles

Contrariamente a lo que ocurre con los ácidos y las bases fuertes, los ácidos y las bases débiles se caracterizan por la disociación parcial. Al disolver en agua un mol de un ácido débil como el acético, una escasa proporción de moléculas se disocia con producción de igual número de aniones acetato y protones, quedando el resto sin disociar. La cantidad de protones producida es por lo tanto muy baja, y de allí el nombre de ácido débil. Un comportamiento similar se observa en las bases débiles.

*Disueltos en agua, los ácidos y las bases débiles se disocian parcialmente.*

Consideremos que HA es un ácido débil cualquiera. Al disolverlo en agua, ocurre la siguiente reacción de disociación, donde A<sup>-</sup> es el anión del ácido:



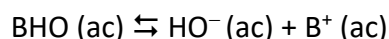
A una dada temperatura, se alcanzan concentraciones constantes de todas las especies correspondientes al equilibrio de disociación del ácido, determinado por la constante de equilibrio, *K<sub>a</sub>*.

$$K = [H_3O^+] [A^-] / [HA] [H_2O] \quad [H_2O] \approx cte$$

$$K_a = [H_3O^+] [A^-] / [HA]$$

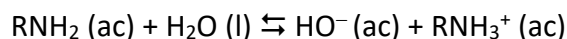
Las concentraciones del ácido débil son generalmente mucho menores que las del agua sin disociar, de modo que se puede considerar que la concentración del agua sigue siendo constante, y no se la incluye en la expresión de *K<sub>a</sub>*.

Un planteo equivalente puede hacerse para la base débil BOH cuya constante de equilibrio es  $K_b$ :



$$K_b = [\text{HO}^-] [\text{B}^+] / [\text{BOH}]$$

La mayoría de las bases débiles son aminas y productos derivados del amoníaco, de modo que es más útil escribir los equilibrios de las bases débiles como sigue:

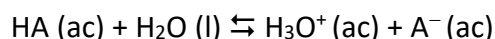


$$K_b = [\text{HO}^-] [\text{RNH}_3^+] / [\text{RNH}_2]$$

R da cuenta de la parte orgánica de la molécula, como discutiremos en el Capítulo VII.

Para el cálculo del pH de una solución de un ácido o una base débil en agua debe conocerse, además de la concentración del ácido o de la base, el valor de la correspondiente constante de equilibrio de disociación,  $K_a$  o  $K_b$ . Estos valores se determinan experimentalmente y están disponibles en tablas, a diferencia de las constantes de disociación de los ácidos y de las bases fuertes. Esto se debe a que, al haberse prácticamente agotado la concentración del ácido o de la base fuertes colocados inicialmente, el planteo de la constante implica una división por un número que tiende a cero, lo que conduce a una indeterminación. Decimos entonces que los valores de las constantes para los ácidos y bases fuertes tienden a infinito. En realidad, se trata de valores que oscilan entre  $10^8$  y  $10^{10}$ .

Calculemos el pH de la solución del ácido débil HA, de constante de disociación  $K_a$  y de concentración inicial  $C_a$ .



Una cierta cantidad de mol/L del ácido, a la que llamaremos  $x$ , se disociará produciendo  $x$  mol de protones e igual cantidad de aniones. La cantidad de mol/L de ácido sin disociar será la concentración inicial menos lo que se disoció,  $C_a - x$ .

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] = x \quad \text{y} \quad [\text{HA}] = C_a - x$$

Por lo tanto, la constante de equilibrio quedará planteada de la siguiente forma:

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{A}^-] / [\text{HA}] = (x) (x) / (\text{Ca} - x) = x^2 / (\text{Ca} - x)$$

Dado que se trata de un ácido débil, el valor de  $x$  es muy pequeño en comparación con  $\text{Ca}$ , y no cometeremos un error muy grande si lo despreciamos en el denominador de la ecuación anterior.

$$K_a = x^2 / (\text{Ca} - x) = [\text{H}^+]^2 / (\text{Ca} - [\text{H}^+]) \approx x^2 / \text{Ca} = [\text{H}^+]^2 / \text{Ca}$$

De la ecuación anterior podemos obtener la expresión para  $[\text{H}^+]$ , la que resulta ser:

$$[\text{H}^+] = (K_a \text{ Ca})^{1/2}$$

Mediante un razonamiento similar se llega a la expresión de la concentración de oxidrilos para una base débil:

$$[\text{HO}^-] = (K_b \text{ Cb})^{1/2}$$

#### *Ejemplo 7*

Calcular el pH de una solución de ácido acético 0,1 M sabiendo que  $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ .

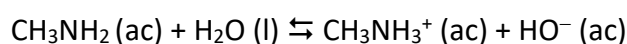
$$[\text{H}^+] = (K_a \text{ Ca})^{1/2} = (1,8 \times 10^{-5} \times 0,1)^{1/2} = 1,34 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (1,34 \times 10^{-3}) = 2,9$$

#### *Ejemplo 8*

Calcular el pH de una solución de la base metil amina  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  0,1 M sabiendo que  $K_b = 1,9 \times 10^{-5}$ .

El equilibrio de disociación de la base y su respectiva constante son:



$$K_b = [\text{HO}^-] [\text{CH}_3\text{NH}_3^+] / [\text{CH}_3\text{NH}_2] = 1,9 \times 10^{-5}$$



$$[\text{HO}^-] = (K_b C_b)^{1/2} = (1,9 \times 10^{-5} \times 0,1 \text{ M})^{1/2} = 1,38 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{HO}^-] = -\log 1,38 \times 10^{-3} = 2,9$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,9 = 11,1$$

Una forma alternativa de resolución es la siguiente:

$$[\text{H}^+] = K_w / [\text{HO}^-] = 1,0 \times 10^{-14} / 1,26 \times 10^{-3} = 7,9 \times 10^{-12} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log 7,9 \times 10^{-12} = 11,1$$

Los cálculos anteriores son simplificados por cuanto no se ha tenido en cuenta el ácido o la base remanente sin disociar sino sus concentraciones iniciales, tampoco se han considerado los protones y oxidrilos provenientes de la autodisociación del agua.

Estos errores son totalmente despreciables excepto cuando las concentraciones del ácido o de la base son muy bajas,  $10^{-6}$  M o menores, en cuyo caso debe trabajarse con la expresión completa de  $K_a$  y además tener en cuenta los  $\text{H}^+$  aportados por la autodisociación del agua. Aunque el cálculo exacto del pH de las soluciones escapa a nuestro interés, discutiremos aspectos generales del problema.

*Para los amantes de la Matemática (II)*

*Conocer exactamente el pH de una solución de ácido débil requiere encontrar los valores de cuatro incógnitas:  $[\text{HA}]$ ,  $[\text{A}^-]$ ,  $[\text{H}^+]$  y  $[\text{HO}^-]$ , para lo cual se necesita un sistema de cuatro ecuaciones independientes. Se recurre a las constantes de equilibrio, y a los principios de conservación de la masa y de la carga eléctrica. Los dos últimos dan lugar al balance de masa y al balance de carga respectivamente.*

|     |   |                                       |
|-----|---|---------------------------------------|
| I   | $K_a = [\text{H}^+]^2 / (C_a - [\text{H}^+])$ | constante de equilibrio del ácido     |
| II  | $K_w = [\text{H}^+] [\text{HO}^-]$            | constante de autodisociación del agua |
| III | $C_a = [\text{HA}] + [\text{A}^-]$            | balance de masa                       |
| IV  | $[\text{H}^+] = [\text{A}^-] + [\text{HO}^-]$ | balance de cargas                     |

*La ecuación III plantea la conservación de la masa de ácido. Alcanzado el equilibrio, de la cantidad inicial agregada por litro de solución acuosa,  $C_a$ , una parte estará como ácido sin disociar,  $[\text{HA}]$ , y otra parte como anión producto de la disociación,  $[\text{A}^-]$ , de forma que la suma de ambos debe ser constante e igual a la cantidad inicial agregada.*

La ecuación IV se basa en el principio de electroneutralidad, que establece que la cantidad total de cargas positivas debe ser igual a la totalidad de las cargas negativas.

La resolución del sistema de cuatro ecuaciones da lugar a una ecuación de segundo grado del tipo  $ax^2 + bx + c = 0$ :

$$[H^+]^2 + [H^+] (K_a - K_w) + K_w K_a + K_a C_a = 0$$

Donde  $a = 1$ ;  $b = (K_a - K_w)$ ;  $c = (K_w K_a + K_a C_a)$

Para numerosos ácidos débiles,  $K_w \ll K_a$ , por lo tanto

$$(K_a - K_w) \approx K_a \quad \text{y} \quad K_w K_a \rightarrow 0$$

En estos casos la ecuación se reduce a

$$[H^+]^2 + [H^+] K_a + K_a C_a = 0$$

| Ácido débil                     | Fórmula                                      | $K_a$                  |
|---------------------------------|--|------------------------|
| tricloroacético                 | $\text{CCl}_3\text{COOH}$                    | $3,00 \times 10^{-1}$  |
| sulfuroso                       | $\text{H}_2\text{SO}_3$                      | $1,50 \times 10^{-2}$  |
| láctico                         | $\text{CH}_3\text{CH}(\text{HO})\text{COOH}$ | $8,40 \times 10^{-4}$  |
| nitroso                         | $\text{HNO}_2$                               | $4,60 \times 10^{-4}$  |
| acetil salicílico<br>(aspirina) | $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$             | $3,24 \times 10^{-4}$  |
| acético                         | $\text{CH}_3\text{COOH}$                     | $1,8 \times 10^{-5}$   |
| hipocloroso                     | $\text{HClO}$                                | $2,55 \times 10^{-8}$  |
| bórico                          | $\text{H}_3\text{BO}_3$                      | $7,30 \times 10^{-10}$ |
| hipoiodoso                      | $\text{HIO}$                                 | $2,30 \times 10^{-11}$ |
| <b>Base débil</b>               |  |                        |
| anilina                         | $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$            | $4,3 \times 10^{-10}$  |
| amoniaco                        | $\text{NH}_3$                                | $1,8 \times 10^{-5}$   |
| etilamina                       | $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$            | $6,5 \times 10^{-4}$   |
| trietilamina                    | $(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{NH}_2$        | $1 \times 10^{-3}$     |

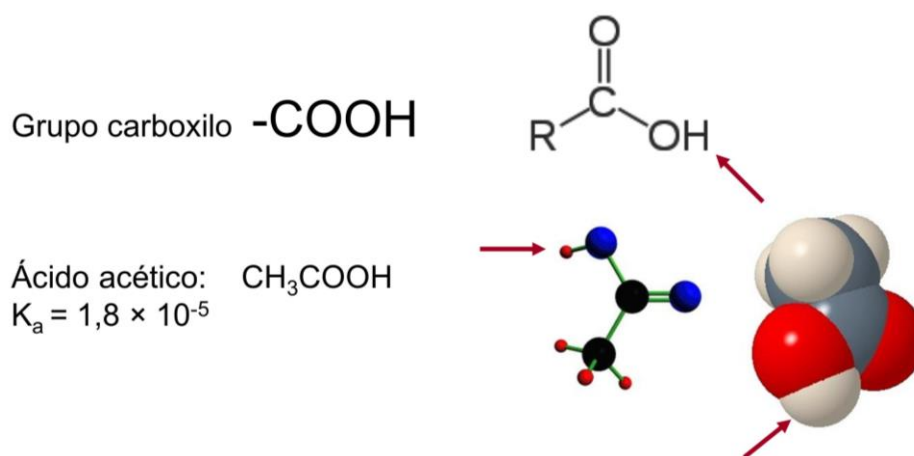
**Tabla VI.2.** Algunos ácidos y bases débiles y sus respectivas constantes de disociación.

La gran mayoría de los ácidos y bases débiles son orgánicos, aunque también existen inorgánicos, como puede deducirse de la Tabla VI.2. Cuanto menor es el valor de  $K_a$  menor es el porcentaje de disociación y más débil es el ácido.

Los ácidos débiles orgánicos presentan uno o más grupos carboxílicos  $-\text{COOH}$ , cuya estructura se muestra en la Figura VI.5, junto con la del ácido acético.<sup>2</sup>

#### *Como representar las moléculas*

Usualmente hay diferentes formas, cada una de ellas aporta información adicional diferente. En el diagrama de rayas se escriben los símbolos químicos y se señalan las uniones químicas mediante rayas; en el diagrama espacial o de esferas interpenetradas se trata de dar una idea aproximada de las formas de las moléculas en el espacio, y en el diagrama de barras y esferas se usan esferas para los átomos y barras para las uniones químicas, en arreglos tridimensionales vistos en perspectiva. Se usa además un sistema convencional de colores para distinguir átomos de diferentes elementos químicos. Recibe el nombre CPK, que son las iniciales de Robert Corey, Linus Pauling y Walter Koltun, autores de esta convención. Por ejemplo, el rojo se reserva al oxígeno, el blanco al hidrógeno y el negro al carbono. Otros elementos químicos de uso frecuente tienen también sus colores asignados.



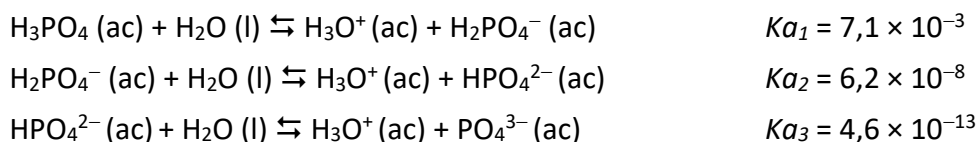
**Figura VI.5.** Muchos ácidos débiles son compuestos del carbono, con uno o más grupos carboxílicos. Se muestra la estructura de dicho grupo y la de un ácido débil típico, el ácido acético. Con flechas se indica el protón que se disocia parcialmente. Se representan las moléculas usando diagramas de rayas, de esferas y barras y de esferas interpenetradas, en este caso con el código de color CPK.

<sup>2</sup> Las estructuras de los compuestos orgánicos se discuten en el capítulo VII.

### VI.1.5.3. El pH de soluciones de ácidos polipróticos

Hasta ahora solo hemos planteado ejemplos concernientes a ácidos monopróticos, tales como el  $\text{HNO}_3$ , que contienen un único protón dissociable. Hay otros ácidos, como el sulfúrico  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , el ortofosfórico o simplemente fosfórico  $\text{H}_3\text{PO}_4$  o el etilen diamino tetraacético (EDTA) que pueden disociarse en agua aportando dos, tres, o cuatro protones respectivamente, y los llamamos ácidos polipróticos.

El cálculo del pH se complica porque las sucesivas disociaciones no ocurren en igual medida, indicando la dificultad cada vez mayor de extraer protones de especies con cargas negativas crecientes. Esto se refleja en la disminución de los valores de las constantes,  $Ka_1 > Ka_2 > Ka_3$ , para todas las especies en medio acuoso:



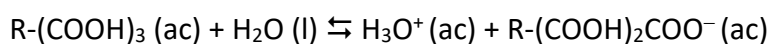
Cuando se disuelve ácido fosfórico en agua pura la cantidad de protones disociados provendrán mayoritariamente de la primera reacción de disociación, una cantidad mucho menor de la segunda, y prácticamente nada de la tercera. Los aniones formados son el fosfato diácido, el fosfato monoácido y el fosfato, respectivamente. Las reacciones de disociación interfieren unas con otras, se trata de un equilibrio múltiple, cuyo resultado es una única concentración de protones alcanzada con los aportes relativos de cada disociación. Los protones provenientes del agua solo incidirán en la concentración final en el caso de soluciones extremadamente diluidas.

El cálculo exacto del pH implica encontrar seis incógnitas,  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ,  $[\text{HO}^-]$ ,  $[\text{H}_3\text{PO}_4]$ ,  $[\text{H}_2\text{PO}_4^-]$ ,  $[\text{HPO}_4^{2-}]$  y  $[\text{PO}_4^{3-}]$ , para lo cual necesitamos seis ecuaciones independientes: el balance de masa del ácido fosfórico, el balance cargas,  $K_w$  y las tres constantes de disociación del ácido  $Ka_1$ ,  $Ka_2$ ,  $Ka_3$ .

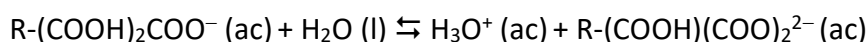
Para una dada cantidad de ácido fosfórico agregada a un volumen de agua, las concentraciones relativas de cada una de las seis especies mencionadas más arriba dependen del pH, que puede variar mediante el agregado de pequeños volúmenes de ácidos o bases fuertes.

Otro caso interesante de ácido poliprótico es el ácido cítrico, o ácido 2-hidroxil-1,2,3-propanotricarboxílico, de fórmula empírica  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$ . A los fines de indicar que el ácido contiene tres grupos carboxílicos con tres protones dissociables, suele escribirse como  $\text{R}-(\text{COOH})_3$ . En el ácido fosfórico, los grupos  $-\text{OH}$  con el protón ionizable están unidos a un único átomo de fósforo, por lo que resulta cada vez más difícil extraer un

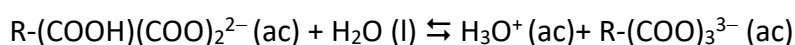
protón a una especie que ha adquirido carga negativa. Por el contrario, los grupos –OH del ácido cítrico están asociados a tres átomos de carbono diferentes, por lo que las disociaciones ocurren con mayor facilidad y las constantes de disociación presentan valores más próximos entre sí.



$$K_{a1} = 7,41 \times 10^{-4}$$



$$K_{a2} = 1,74 \times 10^{-5}$$



$$K_{a3} = 3,98 \times 10^{-7}$$

Los aniones formados sucesivamente son citrato diácido, citrato monoácido y citrato.

El cálculo del pH de soluciones de ácidos polipróticos excede los alcances de este libro.

#### VI.1.6. Ácido más base igual a sal más agua ¿Y el pH?

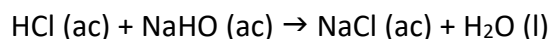
Los libros de Química General tratan adecuadamente las reacciones de los ácidos y las bases para formar sales y agua, la igualación de estas reacciones y las diferentes reglas de nomenclatura vigentes, temas que no serán considerados aquí. Más bien nos dedicaremos a analizar los diferentes casos y a estimar, desde el punto de vista cualitativo, qué intervalos de pH son esperables cuando estas sales se forman en agua o son agregadas al agua como solutos.

Cuando las cantidades de ácido y de base son equivalentes, se habla de reacciones de neutralización, pero sólo algunas veces la solución resultante es neutra. Con frecuencia las soluciones son francamente ácidas o alcalinas. Así, cuando mezclamos cantidades equivalentes de ácido acético e hidróxido de sodio, se forma la sal acetato de sodio y el pH resultante no es 7 sino alrededor de 9.

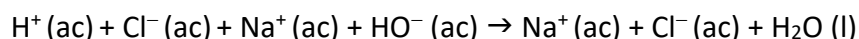
En muchos casos, las sales formadas se disocian completamente en agua, en otros, son escasamente solubles y precipitan. Veremos a continuación los casos posibles para sales totalmente solubles.

#### VI.1.6.1. Un ácido fuerte más una base fuerte: sal neutra

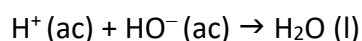
Un caso típico es la reacción entre cantidades equimolares de ácido clorhídrico e hidróxido de sodio:



Por tratarse de electrolitos fuertes, los compuestos están completamente disociados en agua, por lo que la reacción que ocurre es la siguiente:



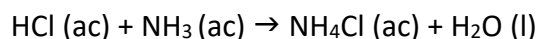
Si eliminamos las especies presentes en ambos miembros de la ecuación, la reacción neta es



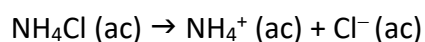
Ni el  $\text{Na}^+$  acuoso ni el  $\text{Cl}^-$  acuoso presentan la menor tendencia a formar sus ácidos y bases originarios, de modo que lo que determina el pH de la solución es el equilibrio de autoprotólisis del agua y el pH es 7. Las especies  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$  en este caso se denominan iones testigo.

#### VI.1.6.2. Un ácido fuerte más una base débil: sal ácida

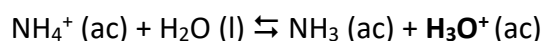
Al mezclar igual número de moles de un ácido fuerte, HCl, con una base débil, amoníaco  $\text{NH}_3$  cuya constante básica es  $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$  se obtiene una sal ácida, el cloruro de amonio,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .



La sal formada se disocia completamente, de modo que



Como en el caso anterior, el  $\text{Cl}^-$  por ser el anión de un ácido fuerte es un ión testigo, pero no es el caso del ión amonio, que proviene de una base débil, y por lo tanto, su interacción con el agua estará controlada por  $K_b$  y  $K_w$ .



En virtud de la reacción anterior, la solución salina resultante tendrá un pH < 7 y será ácida.

La constante de equilibrio que define el proceso es

$$K = [\text{NH}_3] [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{NH}_4^+]$$

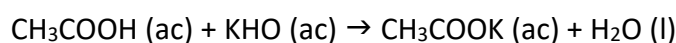
Si multiplicamos y dividimos por  $[\text{HO}^-]$  la igualdad no cambia

$$K = [\text{NH}_3] [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{HO}^-] / [\text{NH}_4^+] [\text{HO}^-] = K_w/K_b$$

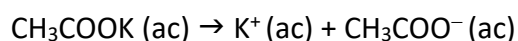
En la ecuación anterior  $[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{HO}^-] = K_w$  y  $[\text{NH}_3] / [\text{NH}_4^+] [\text{HO}^-] = 1/K_b$  de modo que  $K = K_w/K_b$ , y a partir de ella se puede calcular el pH si se conoce la concentración de la sal formada, a la que llamamos Cs.

#### VI.1.6.3. Un ácido débil más una base fuerte: sal básica

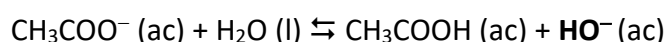
Como en el caso anterior, mezclaremos igual número de moles de un ácido débil, el ácido acético  $\text{CH}_3\text{COOH}$  con la misma cantidad de moles de hidróxido de potasio,  $\text{KHO}$ , una base fuerte. Como generalmente ocurre en las reacciones de ácidos con bases, la reacción se completa:



La sal formada, acetato de potasio,  $\text{CH}_3\text{COOK}$ , se disocia completamente según:



Ahora el  $\text{K}^+$  será un catión testigo, mientras que el acetato regulará su concentración según  $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ .



Según esta reacción, la solución salina resultante tendrá un pH > 7 y será alcalina. Por un análisis equivalente al anterior, podemos escribir:

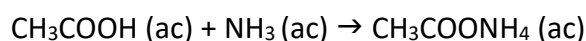
$$K = [\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{HO}^-] / [\text{CH}_3\text{COO}^-] = K_w / K_a$$

La ecuación anterior permite el cálculo de pOH y luego del pH si disponemos del valor de Cs.

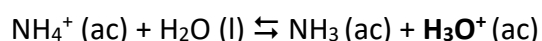
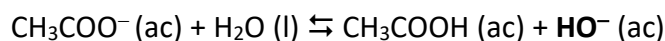
#### VI.1.6.4. Un ácido débil más una base débil: ¿sal neutra, ligeramente ácida o ligeramente básica?

La sal formada por la mezcla de un ácido débil con una base débil tendrá un pH que dependerá de los valores relativos de  $K_a$  y  $K_b$ .

Si  $K_a \approx K_b$ , la sal resultante será neutra, como ocurre si mezclamos ácido acético  $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$  con amoníaco,  $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$ .



Ambos iones provienen de electrolitos débiles, y ajustarán sus concentraciones según los valores de  $K_a$  y  $K_b$ .



Como en este caso las constantes de equilibrio son iguales,  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  y  $[\text{HO}^-]$  también lo son y la solución resultante es neutra.

Si  $K_a > K_b$ ,  $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HO}^-]$ . La sal en agua formará una solución ligeramente ácida, como es el caso de mezclar ácido láctico  $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$ ,  $K_a = 8,40 \times 10^{-4}$ , con amoníaco,  $\text{NH}_3$ ,  $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$  para formar lactato de amonio.

Si mezclamos un ácido con una base tales que  $K_a < K_b$ , como el ácido acético ( $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ ) con trietilamina,  $(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{N}$  ( $K_b = 1 \times 10^{-3}$ ),  $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{HO}^-]$  y la solución de acetato de trietilamonio resultante será ligeramente básica.



### VI.1.7. Ácidos y bases en el ambiente y en la industria

En la naturaleza, la inmensa mayoría de los ácidos y las bases son débiles, mientras que los ácidos y las bases fuertes pertenecen a ambientes muy extremos, como las calderas de los volcanes o las lagunas hipersalinas.

El ácido nítrico se forma naturalmente en la atmósfera. Por acción de las descargas eléctricas de rayos y relámpagos, el oxígeno y el nitrógeno del aire se combinan generando óxidos de nitrógeno, los que posteriormente se transforman en ácido nítrico en el agua de lluvia. Las cantidades formadas en procesos naturales son relativamente pequeñas. La contaminación atmosférica por gases de la combustión constituye una fuente importante de óxidos de nitrógeno, que se forman también por la combinación del oxígeno y el nitrógeno del aire a las altas temperaturas de los motores de combustión y también en las usinas termoeléctricas. Los óxidos en parte se transforman en ácido nítrico, una de las sustancias responsables de las lluvias ácidas, que han dañado significativamente los bosques de Europa Central y de América del Norte. La formación del ácido nítrico en la atmósfera es una reacción de óxido-reducción que será discutida en el punto VI.2.5.2.

El ácido clorhídrico en solución acuosa está presente en el jugo gástrico, alcanzando una concentración de alrededor de 0,1 M.

Cantidades importantes de cloruro de hidrógeno gaseoso ( $\text{HCl (g)}$ ) se generan en las erupciones volcánicas. A esto se suma lo que se origina por contaminación. Los freones (gases propelentes de aerosoles y de aplicación industrial) se fotolizan, es decir, se rompen por acción de la luz solar en la estratosfera y forman, entre otros compuestos, cloruro de hidrógeno. Posteriormente, esta sustancia es arrastrada hacia los polos, y se acumula principalmente a la Antártida. Durante la oscuridad del invierno el  $\text{HCl}$  sufre una reacción química heterogénea sobre los cristales de hielo de las nubes estratosféricas polares formados por ácido nítrico y hielo de agua. Como resultado de esta reacción se forma gas cloro,  $\text{Cl}_2 \text{ (g)}$ . Al llegar la primavera, los primeros rayos de sol disocian el  $\text{Cl}_2 \text{ (g)}$  en cloro atómico, activo destructor del ozono estratosférico, fenómeno conocido como "agujero de ozono".

Otra fuente de contaminación por  $\text{HCl}$  es la incineración de los compuestos orgánicos clorados, como el cloruro de polivinilo y otros plásticos utilizados en el recubrimiento de cables eléctricos, entre otras aplicaciones.

El ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , está a la cabeza de los compuestos de mayor producción en los países industrializados. Más de la mitad es utilizado en la industria de los

fertilizantes y el resto se aplica en numerosos procesos tecnológicos. Es fundamental en la industria automotriz, ya que las baterías de plomo universalmente utilizadas contienen aproximadamente una concentración 40% m/m de este ácido. Es un insumo central de la industria química. En la naturaleza se forma por transformación de los óxidos de azufre, producto de las erupciones volcánicas. La contaminación atmosférica causada por la quema de combustibles fósiles que contienen azufre produce dióxido de azufre, el que, sobre las partículas de polvo, se transforma en trióxido de azufre y posteriormente ácido sulfúrico. Este ácido se disuelve en el agua de lluvia y es un componente, junto con el HCl y el HNO<sub>3</sub>, de las denominadas *lluvias ácidas*.

El hidróxido de sodio, una base, se utiliza en la fabricación de jabones, papel, y muchos otros productos químicos.

Los ácidos y las bases fuertes concentrados producen quemaduras severas cuando entran en contacto con la piel y las mucosas, incluso cuando se respiran sus vapores. Las salpicaduras en los ojos pueden producir ulceraciones y hasta ceguera irreversible. Es fundamental que la manipulación de estos compuestos químicos se realice siguiendo estrictas normas de seguridad.

Muchos ácidos orgánicos y sus derivados se producen en la naturaleza. El ácido acético se forma por la fermentación del alcohol etílico en las frutas, lo que da lugar a la producción de vinagre, que es una solución de ácido acético 5% m/V; el ardor de la picadura de las hormigas es causado por el ácido fórmico, HCOOH.

El ácido láctico y su anión, el lactato, están presentes en numerosos alimentos: productos lácteos, salsa de tomate, jugos de frutas, vinos. Particularmente, en el caso de quesos y yogures, el lactato es responsable del sabor, siendo el principal producto de la fermentación por bacterias lácticas. El lactato es también una sustancia directamente relacionada con la calidad de los vinos. El ácido láctico es un derivado de la glucosa en los procesos fermentativos y en el metabolismo de los músculos, cuando la actividad física es intensa y hay deficiencia de oxígeno.

Las raíces de los árboles segregan ácidos orgánicos al suelo como una forma de facilitar la disolución de algunos nutrientes. La corteza del sauce, *salix alba*, contiene ácido salicílico, de acción analgésica y precursor del ácido acetilsalicílico, o aspirina.

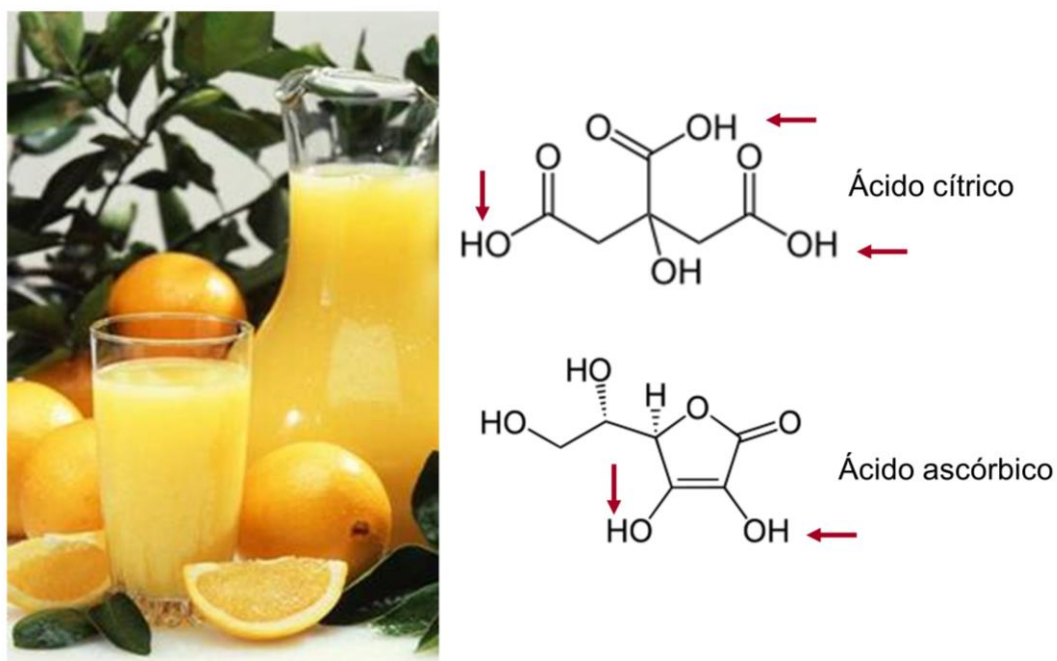
El amoníaco proviene de la descomposición de la urea, un componente de la orina. Las aminas, bases débiles, se forman durante la descomposición, con escasez de

oxígeno, de materia orgánica rica en nitrógeno, proceso que se conoce como putrefacción.

El ácido fosfórico y sus aniones son de crucial importancia desde el punto de vista biológico. Los fosfatos monoácido y diácido son nutrientes importantísimos tanto para plantas como para animales, y participan de reacciones biológicas fundamentales.

El ácido cítrico es un componente importante de las frutas cítricas (limones, pomelos, naranjas, limas, mandarinas, quinotos) pero también de muchas otras, como las manzanas, los damascos, el ananá, las paltas, los arándanos. Generalmente está asociado a la vitamina C o ácido ascórbico. La estructura de ambas moléculas se muestra en la Figura VI.6. El ácido ascórbico es ampliamente utilizado como aditivo alimentario dado su poder conservante y antioxidante. El ácido cítrico es también un metabolito presente en la mayoría de los seres vivos.

La Tabla VI.3 informa los valores de pH de alimentos y otras soluciones de interés biológico y ambiental.



**Figura VI.6.** Estructuras de las moléculas de ácido cítrico y ácido ascórbico (vitamina C), presentes en muchas frutas, en particular cítricas. Las flechas señalan los protones que se disocian parcialmente.

El valor de pH = 5,6 informado para el agua de lluvia en la Tabla VI.3, es propio de zonas no contaminadas. El valor no es siete puesto que el agua está saturada de aire y éste contiene dióxido de carbono, un gas ligeramente ácido. No confundir con las lluvias ácidas, cuyo pH es considerablemente menor. Las lluvias ácidas predominan en el hemisferio norte y son responsables de la destrucción de importantes extensiones de bosque.

#### Alimentos de origen vegetal / pH

|                     |           |
|---------------------|-----------|
| Alcauciles          | 5,6       |
| Espárragos          | 4,0 - 6,0 |
| Porotos             | 5,7 - 6,2 |
| Remolacha           | 4,9 - 5,6 |
| Rep. de Bruselas    | 6,0 - 6,3 |
| Repollo             | 5,2 - 6,0 |
| Chucrut             | 3,4 - 3,6 |
| Coliflor            | 5,6       |
| Apio                | 5,7 - 6,0 |
| Maíz                | 6,0 - 7,5 |
| Pepinos             | 5,1 - 5,7 |
| Picles              | 3,2 - 3,5 |
| Berenjenas          | 4,5 - 5,3 |
| Puerros             | 5,5 - 6,0 |
| Lechuga             | 5,8 - 6,0 |
| Aceitunas verdes    | 3,6 - 3,8 |
| Aceitunas negras    | 6,0 - 6,5 |
| Cebollas            | 5,3 - 5,8 |
| Perejil             | 5,7 - 6,0 |
| Arvejas             | 5,8 - 7,0 |
| Pimienta            | 5,15      |
| Pimiento            | 4,6 - 4,9 |
| Papas               | 6,1       |
| Calabazas           | 4,8 - 5,2 |
| Espinaca            | 5,5 - 7,2 |
| Tomates             | 4,2 - 4,9 |
| Manzanas            | 3,3 - 3,9 |
| Damascos            | 3,3 - 4,0 |
| Bananas             | 4,5 - 5,2 |
| Dátiles             | 6,3 - 6,6 |
| Higos               | 4,6       |
| Limonos             | 2,2 - 2,4 |
| Mangos              | 3,9 - 4,6 |
| Melón               | 6,3 - 6,7 |
| Naranjas            | 3,1 - 4,1 |
| Duraznos            | 3,4 - 3,6 |
| Ananás              | 3,3 - 5,2 |
| Ciruelas            | 2,8 - 4,6 |
| Ciruelas pasas      | 3,1 - 5,4 |
| Membrillo (cocidos) | 3,1 - 3,3 |

|                   |           |
|-------------------|-----------|
| Mandarinas        | 4,0       |
| Sandía            | 5,2 - 5,8 |
| Zarzamoras        | 3,2 - 4,5 |
| Arándanos         | 3,7       |
| Cerezas           | 3,2 - 4,1 |
| Grosellas         | 2,8 - 3,1 |
| Uvas              | 3,4 - 4,5 |
| Frambuesas        | 3,2 - 3,7 |
| Frutillas         | 3,0 - 3,5 |
| Café              | 5,0       |
| Cacao             | 6,3       |
| Pan               | 5,3 - 5,8 |
| Galletas          | 7,1 - 7,3 |
| Harina            | 6,0 - 6,3 |
| Mermeladas/Jaleas | 3,1 - 3,5 |
| Azúcar            | 5,0 - 6,0 |
| Vinagre           | 2,0 - 3,4 |

#### **Alimentos de origen animal / pH**

|                |           |
|----------------|-----------|
| Jamón          | 5,9 - 6,1 |
| Cordero        | 5,4 - 6,7 |
| Cerdo          | 5,3 - 6,9 |
| Ternera        | 6,0       |
| Pollo          | 6,5 - 6,7 |
| Manteca        | 6,1 - 6,4 |
| Leche          | 6,5 - 6,7 |
| Crema          | 6,5       |
| Quesos         | 5,4 - 7,4 |
| Clara de huevo | 7,0 - 9,0 |
| Yema de huevo  | 6,4       |
| Mayonesa       | 4,2 - 4,5 |
| Miel           | 3,9       |

#### **Fluidos biológicos**

|               |           |
|---------------|-----------|
| Jugo gástrico | 1,0       |
| Sangre        | 7,4       |
| Lágrimas      | 7,4       |
| Orina normal  | 4,6 - 8,0 |

#### **Muestras ambientales de agua**

|                |       |
|----------------|-------|
| Agua de mar    | 8,2   |
| Agua de ríos   | 5 - 8 |
| Agua de lluvia | 5,6   |

**Tabla VI.3.** Valores promedio de pH de algunos alimentos comunes, misceláneos, fluidos biológicos y muestras de agua ambientales.

VI.1.8. Cuando el pH de una solución se resiste a cambiar:

*Soluciones reguladoras*

Si a 1 dm<sup>3</sup> de agua destilada y desgasificada de pH = 7 le agregamos 0,05 mL (una gota) de HCl 1 M, la solución resultante tendrá la concentración y el pH siguientes:

$$C_a = (0,05 \text{ mL} \times 1 \text{ M}) / 1000,05 \text{ mL} = 5 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log 5 \times 10^{-5} = 4,3$$

Si a otro litro de agua desgasificada le agregamos una gota de NaHO 1 M, tendremos:

$$C_b = (0,05 \text{ mL} \times 1 \text{ M}) / 1000,05 \text{ mL} = 5 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log 5 \times 10^{-5} = 4,3$$

$$\text{pH} = 14 - 4,3 = 9,7$$

Vemos que el pH del agua pura varía de manera muy marcada frente a pequeños agregados de ácidos o de bases, 2,7 unidades de pH sólo por una única gota de electrolito 1 M en 1dm<sup>3</sup>.

Sin embargo, si repetimos el experimento anterior pero con dos muestras de 1 dm<sup>3</sup> de agua de mar, cuyo pH medio es 8,2, el comportamiento observado es totalmente diferente: el pH no cambia de manera apreciable frente al agregado de la gota de ácido ni de base.

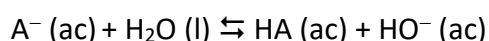
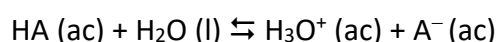
Se conocen con el nombre de *soluciones reguladoras*, *soluciones tampón* o *soluciones buffer* a las soluciones que poseen la capacidad de oponerse, dentro de ciertos límites, a los cambios de pH en respuesta al agregado de cantidades moderadas de ácidos y de bases. Estas soluciones están ampliamente difundidas en la naturaleza. El agua de mar, y muchos líquidos biológicos como la sangre no son vulnerables a los cambios de pH porque cuentan con capacidad tampón o buffer.

Los buffers son soluciones mixtas de composición compleja. Las más simples están formadas por un ácido débil y una sal del mismo anión, como en el caso de ácido acético y acetato de sodio, o por una base débil y una sal del mismo catión, como amoníaco y cloruro de amonio. También tienen capacidad buffer las soluciones que contienen distintas sales de ácidos polipróticos, como las mezclas de fosfato monoácido y fosfato diácido, o mezclas de fosfato monoácido y fosfato.

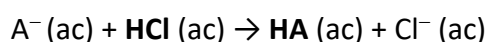
### *El pH de las soluciones reguladoras y su capacidad de amortiguación*

Las soluciones buffer adquieren valores definidos de pH que dependen de la naturaleza de sus componentes y sus concentraciones. Una vez establecidos los equilibrios múltiples propios del sistema, el pH tiende a mantenerse constante o a variar sólo ligeramente frente al agregado de ácidos y bases.

Un buffer formado por un ácido débil HA y su sal NaA, ajustará su pH según los siguientes equilibrios:

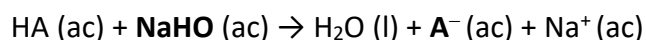


Si se agrega un ácido fuerte, digamos HCl, reaccionará con el componente alcalino del buffer, el anión  $\text{A}^-$ , según:



El resultado es que el protón del ácido fuerte HCl ha quedado atrapado en el ácido débil HA, con muchísimo menor impacto sobre la concentración de protones y sobre el pH.

Si se agrega una base fuerte, como el NaHO, reaccionará con el componente ácido del buffer, HA, según:



Lo que ha ocurrido es que la base fuerte NaHO ha llevado a la formación de la base débil  $\text{A}^-$ , con mucha menor capacidad para cambiar el pH.

La concentración relativa de los componentes determina la capacidad de regulación del buffer. Se demuestra que esta capacidad es máxima cuando las concentraciones de ambos componentes son altas y además iguales. En ese caso se demuestra que el pH del buffer es:

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log (\text{Cs/Ca})$$

donde  $C_a$  y  $C_s$  son las concentraciones iniciales del ácido y de la sal respectivamente y  $pK_a = -\log K_a$ . Si  $C_a = C_s$ , el pH del buffer es:

$$pH = pK_a$$

Análogamente, si el buffer está formado por concentraciones iguales de una base débil y de su sal, ( $C_b = C_s$ ), se demuestra lo siguiente:

$$pOH = pK_b$$

#### *VI.1.9. Algunos casos interesantes: el blanqueamiento de los corales y los peccecitos perdidos*

El mar es ligeramente alcalino, con un pH alrededor de 8,2, regulado por un sistema buffer muy eficiente en el largo plazo. Este sistema tampón responde a una serie compleja de reacciones que involucran compuestos tales como los carbonatos y bicarbonatos, pero en mayor medida a los equilibrios de disolución y precipitación de las arcillas, que tienen la capacidad de intercambiar protones con las soluciones acuosas. El pH del mar se ha mantenido constante a lo largo de eras geológicas.

Consecuencia de la quema masiva de combustibles fósiles durante el último siglo y medio, la concentración de dióxido de carbono está aumentando en la atmósfera de manera sostenida, y por lo tanto se incrementa la disolución de este gas atmosférico en las aguas oceánicas. Se concentra en su mayor parte en las aguas superficiales, cuyo mezclado con las aguas profundas, a través de las corrientes marinas, puede demorar muchos años.

Esto ha producido una ligera acidificación local, con el descenso de una décima de unidad de pH, además del aumento de la temperatura del agua en una capa de aproximadamente 100 m de espesor. Esto que parecería un cambio insignificante, está produciendo modificaciones notorias en la flora y fauna marina de las aguas superficiales, no adaptadas evolutivamente a esos cambios. Los arrecifes coralinos, particularmente afectados, albergan alrededor de nueve millones de especies. Los corales consisten en esqueletos de aragonita, un mineral de carbonato de calcio de color blanco, y están recubiertos por algas unicelulares fotosintéticas de vistosos colores. Estas algas están desapareciendo por efecto de la acidificación, por lo que se observa un blanqueamiento de los corales, al quedar la aragonita expuesta. La pérdida de estas algas tiene un efecto



negativo en la cadena alimentaria. Se observan también caracoles con sus caparazones parcialmente disueltos, larvas de erizo de mar alteradas, y otras perturbaciones<sup>3</sup>.

Una variedad muy colorida de peces tropicales, *Amphiprion ocellaris*, cuyo nombre vulgar es pez payaso, tiene dificultades para reconocer las señales químicas que los guían hacia su hábitat, los tentáculos de la anémona *Heteractis magnifica*, ya que dichas señales se han modificado por aumento de la acidez. Los peces se desorientan y salen a mar abierto, donde son presa de los depredadores, Figura VI.7. El pez payaso se ha hecho famoso entre los niños a partir de la película “Buscando a Nemo”<sup>4</sup>. Supuestamente el pececito se pierde y su papá sale en su busca para traerlo nuevamente a casa. Una versión más realista de la historia hubiera sido que tanto Nemo como su papá se pierden, y a ambos se los come un pez más grande.



**Figura VI.7:** Pequeñas modificaciones en el pH del agua superficial del mar pueden traer consecuencias negativas para la fauna marina. El pez payaso, *Amphiprion ocellaris*, tiene dificultades en reconocer las señales químicas de su hábitat, la anémona *Heteractis magnifica*, y se pierde.

---

<sup>3</sup> Algunos biólogos, como Jeremy Jackson, atribuyen los daños que sufren los arrecifes de coral y otros ambientes marinos a los efectos de la pesca masiva e indiscriminada, aunque no hay acuerdo al respecto. *Science*, 295 (2002) 1827.

<sup>4</sup> Película de animación producida por la compañía Pixar Animation Studios y dirigida por Andrew Stanton y Lee Unkrich, 2003.

## VI.2. Las reacciones de óxido-reducción

El grupo de las reacciones de oxidación-reducción, o reacciones rédox, es enorme. Convivimos con una miríada de ellas, algunas ocurren espontáneamente en la naturaleza, otras han sido utilizadas por la humanidad desde épocas remotas, como el fuego, cuyo control se logró probablemente trescientos mil años atrás<sup>5</sup>. La importancia de las reacciones rédox en la actualidad alcanza a todos los ámbitos de la vida cotidiana.

Los dos procesos clave en la sustentabilidad de la biosfera, la fotosíntesis y la respiración, implican una serie de reacciones cuyo balance neto es de carácter rédox, como discutiremos en el capítulo VII. En nuestro organismo, y en el de cualquier ser vivo, tiene lugar un complejo juego de reacciones integradas en los ciclos metabólicos, principalmente de ácido base y de óxido reducción, Figura VI.8.



**Figura VI.8.** La fotosíntesis y la respiración son los procesos rédox más importantes que ocurren en la naturaleza. Laguna a campo abierto dentro del Parque Nacional Perito Francisco P. Moreno. Santa Cruz, Argentina.

Hay muchas otras reacciones rédox presentes en la vida cotidiana. El oscurecimiento de manzanas, bananas y tantas frutas y verduras expuestas al aire, o el leudado

---

<sup>5</sup> Bernice Wuethrich, Science 281(1998) 165-166.

de la masa del pan, son procesos de óxido-reducción que ocurren de manera controlada con la participación de catalizadores<sup>6</sup> biológicos, las enzimas. Cuando arde la leña, o cuando se desplaza un automóvil con consumo de nafta, están ocurriendo procesos equivalentes, pero mediante mecanismos muy diferentes a los de las reacciones biológicas. La quema de leña o de combustible transcurre de forma más o menos rápida: la energía se libera como calor y trabajo mecánico en los motores, o como luz y calor en las llamas, con liberación de gases de combustión. Estas reacciones pueden llegar a ser catastróficas si ocurren sin control, como en incendios y explosiones. La corrosión de los metales, y procesos propios de la industria química como la metalurgia y la síntesis de muchos compuestos químicos, son también ejemplos de reacciones de óxido - reducción. En muchos casos estas reacciones transcurren en presencia de catalizadores, específicamente elegidos o diseñados.

### *VI.2.1. Evolución del concepto de oxidación y reducción*

#### *VI.2.1.1. El "aire desflogistizado" cambia de nombre*

Las primeras interpretaciones de los procesos redox arrancan con la teoría del flogisto, desarrollada en Alemania en 1697 a partir de los trabajos de G. E. Stahl. En términos simplificados, esta teoría supone que durante las combustiones, como en la quema de carbón, se desprende un constituyente elemental llamado *flogisto* desde el carbón hacia el aire. La recuperación de un metal por calentamiento de su óxido en presencia de carbón se corresponde con la pérdida del flogisto por parte de éste y su captura por el óxido metálico. En muchos aspectos, la ganancia de flogisto era el equivalente a la pérdida de oxígeno, pero nadie lo sabía.

Stahl desarrolló la teoría del flogisto de manera consistente con observaciones de la época, en un mundo que ignoraba la existencia del oxígeno y de muchos otros elementos químicos. Aunque se trató de una interpretación equivocada de los fenómenos, esta teoría hizo innegables aportes a la metodología del estudio sistemático de las propiedades químicas. Su análisis es apasionante en lo que hace a la historia y a la filosofía de las ciencias naturales.

Los primeros intentos de racionalizar los procesos de oxidación y de reducción comienzan al final del siglo XVIII, paralelamente a la caída de la teoría del flogisto y a la aceptación definitiva de la participación del oxígeno en las reacciones de combustión. Generalmente se acepta que el oxígeno fue descubierto en 1774 por el teólogo, políglota

---

<sup>6</sup> Un catalizador es una sustancia que, sin formar parte de los reactivos ni de los productos, participa en las reacciones químicas modificando su velocidad.

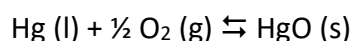
y químico inglés Joseph Priestley (1733-1804), aunque poco tiempo antes, entre 1772 y 1773 Carl Wilhelm Scheele (1742-1786), farmacéutico y químico sueco, había anotado en sus cuadernos de laboratorio la obtención del mismo gas. Publicó su descubrimiento recién en 1777. Ni Priestley ni Scheele conocían los trabajos del otro, lo cual no es sorprendente en una época donde no había presión por publicar.

Priestley obtuvo el oxígeno por calentamiento del óxido rojo de mercurio y describió correctamente muchas de sus propiedades. Aceptaba plenamente la teoría del flogisto e interpretó que el gas por él hallado era “aire desflogistizado”. A finales de 1775 Antoine Marie de Lavoisier (1743-1794) al enterarse de los experimentos de Priestley y Scheele, los repitió e interpretó correctamente. Estableció que el aire desflogistizado de Priestley era el “principio activo de la atmósfera”, responsable de las combustiones e imprescindible para respirar. Lo llamó oxígeno en 1789.

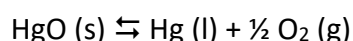
#### VI.2.1.2. Incorporación de oxígeno versus reducción de tamaño

Las reacciones de los metales con el oxígeno para formar los óxidos metálicos y su descomposición posterior para regenerar el metal y el oxígeno gaseoso fue el origen de los actuales términos de *oxidación* y *reducción*.

En uno de los experimentos clásicos, se calienta mercurio metálico en presencia de aire, y al cabo de un tiempo se forma un sólido cuyo color puede variar entre amarillo, naranja y rojo según las variedades alotrópicas que se formen. Se trata del óxido de mercurio (II), HgO.



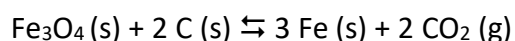
El mercurio se ha oxidado, lo cual significa literalmente que ha incorporado oxígeno. Si ahora el mismo polvo amarillo o rojo es calentado, vuelve a obtenerse el mercurio líquido y se libera oxígeno.



Si tenemos en cuenta que por cada 216,6 g de óxido se obtienen 200,6 g de mercurio, es evidente que esta reacción implica una “reducción” en el peso del producto, obviamente si no se contabiliza la masa de oxígeno liberado.

Probablemente el término “reducción” provenga de un léxico anterior, relacionado con la incipiente metalurgia en tiempos remotos. Este revolucionario avance tecnológico llevó a la obtención del bronce y posteriormente a la del hierro, cuando nuestros antepasados calentaban, a temperaturas tan elevadas como les era posible, los minerales con polvo de carbón.

Como ejemplo, elijamos uno de los minerales del hierro conocido desde la antigüedad, la magnetita u óxido ferroso férrico  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , a partir del cual puede obtenerse hierro metálico:



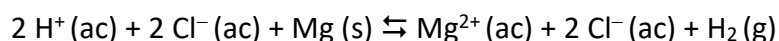
Un cálculo estequiométrico simple nos indica que por cada 231,5 g de mineral se obtienen 167,5 g de Fe, una marcada “reducción” de la masa. La observación era visual, por entonces nadie usaba la balanza para estos menesteres. Si tomamos en cuenta la densidad de la magnetita ( $5,2 \text{ g cm}^{-3}$ ) y del Fe ( $7,9 \text{ g cm}^{-3}$ ), podemos estimar que por cada  $44,56 \text{ cm}^3$  de mineral obtenemos  $21,28 \text{ cm}^3$  de hierro. En la obtención del hierro, el volumen de mineral se reduce a la mitad, lo cual se percibe a simple vista.

### VI.2.1.3. Faraday, cuándo no

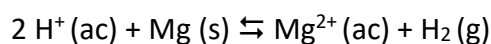
A comienzo del siglo XIX había quedado claramente establecido que las reacciones de oxidación y de reducción implicaban ganancia y pérdida de oxígeno respectivamente. Pronto se tomó conciencia de que había reacciones similares en las que no necesariamente participaba el oxígeno, como cuando un metal se disuelve en una solución ácida. El empujón más importante (como en muchos otros aspectos de la química experimental) lo dio Michael Faraday (1791-1867) gracias a sus investigaciones sobre las transformaciones observadas por el paso de electricidad a través de soluciones de distintos electrolitos, principalmente desprendimientos de gases y disolución o depósito de metales. En 1830 estableció la existencia de una correlación entre la cantidad de corriente que había circulado por la solución y la masa de la sustancia formada. Fueron los primeros indicios de la asociación de la materia con la electricidad. Faraday propuso la existencia de los iones, cada uno con una carga que se mantenía invariable, lo que permitió comprender la naturaleza discontinua de la electricidad. Fue un precursor de la Teoría de Arrhenius. La existencia del electrón subyace en las leyes de Faraday, aunque su descubrimiento por J. J. Thompson (1856-1940) tuvo lugar recién en 1897. A partir de entonces, el esclarecimiento de la naturaleza electrónica del enlace químico avanzó rápidamente. Sobre esta base y con los resultados de cuidadosos experimentos se llegó paulatinamente al concepto actual de óxido-reducción.

#### VI.2.1.4. *Electrones que van y vienen*

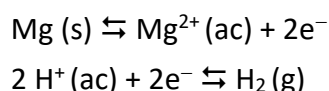
El concepto actual de óxido-reducción es más general y engloba las reacciones de transferencia de oxígeno, pero también otras donde éste no participa, como la disolución del magnesio en una solución de ácido clorhídrico, con liberación de gas hidrógeno:



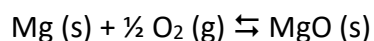
Ya que los cloruros están a ambos lados de la ecuación, se pueden eliminar:



Es obvio que el metal magnesio ha perdido electrones ( $e^-$ ) para transformarse en el catión  $\text{Mg}^{2+}$  y que los protones han capturado  $e^-$  para transformarse en el gas hidrógeno:



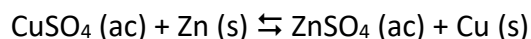
Comparemos con la reacción:



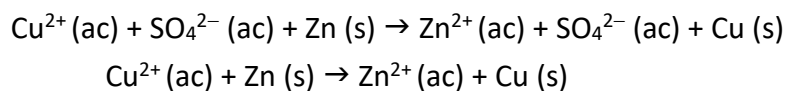
Cuando el Mg incorpora oxígeno para formar MgO, una típica “oxidación”, cede dos electrones al oxígeno y aparece el catión Mg (II) en el óxido. Entonces, tanto con oxígeno como con ácido clorhídrico se forma el mismo catión Mg(II). Por extensión se llama “oxidación” a ambos procesos, aunque uno de ellos transcurre en ausencia de oxígeno.

La transferencia de electrones entre las especies fue aceptada como la condición necesaria para que una reacción sea rédox. Una oxidación implica pérdida de electrones, mientras que la correspondiente ganancia hace referencia a una reducción.

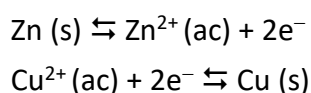
Al poner en contacto una solución de sulfato de cobre (II) ( $\text{CuSO}_4$ ) con zinc metálico, se observa la disolución de este último con la aparición de un precipitado de cobre metálico:



Ya vimos que todas las sales solubles están dissociadas en agua, de modo que podemos escribir la misma ecuación bajo la forma iónica:



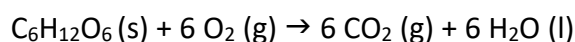
El intercambio de electrones queda claramente evidenciado si escribimos:



El Zn se oxida (pierde  $\text{e}^{-}$ ) y el  $\text{Cu}^{2+}$  se reduce (gana  $\text{e}^{-}$ ).

No sólo los átomos y los iones pueden oxidarse o reducirse. Los compuestos covalentes también lo hacen, y no es simple determinar quién da y quién recibe los electrones, ya que en este tipo de compuestos los electrones no se transfieren de un átomo a otro, sino que se comparten.

Veamos la reacción de oxidación de la glucosa para formar dióxido de carbono y agua:



La glucosa se oxidó a dióxido de carbono y el oxígeno se redujo a agua, pero ¿cuántos electrones están en juego? ¿Qué átomos participan?

Con el desarrollo de la teoría de la unión química y los orbitales moleculares, quedó claro que el concepto definitorio de los procesos redox no son las transferencias netas de electrones sino los cambios en los estados de oxidación de reactivos y productos. Antes de analizar este concepto, necesitamos discutir la electronegatividad de los elementos de la Tabla Periódica.

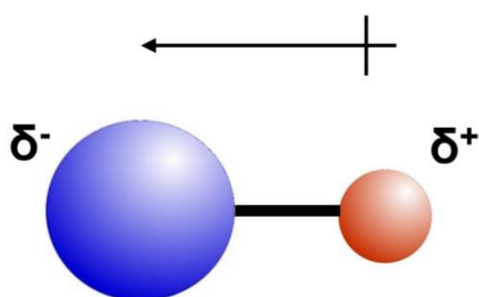
### VI.2.2. *Electronegatividad*

La *electronegatividad* es un concepto fundamental en química. La nube electrónica que une a dos átomos en una unión química covalente se distribuye equitativamente entre ellos únicamente en el caso de que sean iguales, como en las

moléculas diatómicas homonucleares, tales como el O<sub>2</sub> o el N<sub>2</sub>, o que estén unidos a otros átomos o sustituyentes también iguales:

B<sub>2</sub>A – AB<sub>2</sub>, (acetileno, H<sub>2</sub>C = CH<sub>2</sub>).

En la mayoría de los casos, las uniones químicas involucran átomos diferentes, A-B, o átomos iguales, pero con sustituyentes diferentes, B<sub>2</sub>A – AD<sub>2</sub>. En estos casos, la nube no es simétrica con respecto al plano perpendicular a la unión química, está distorsionada hacia el átomo que ejerce una mayor atracción sobre la nube, que es el que tiene mayor capacidad de atraer los electrones, es decir, el más *electronegativo*, Figura VI.9.

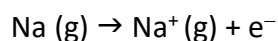


**Figura VI.9.** Esquema de una unión covalente polar entre dos átomos de electronegatividades diferentes. El mayor es el más electronegativo. Se indican los diferenciales de carga sobre cada átomo, y la convención para indicar el dipolo, una flecha que se dirige desde el centro de carga positiva hacia el de carga negativa.

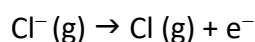
Los elementos más electronegativos se encuentran en el extremo superior derecho de la Tabla Periódica mientras que los menos electronegativos se ubican en el extremo inferior izquierdo.

Existen escalas de electronegatividad para los elementos químicos basadas en parámetros tales como la Energía de ionización, la afinidad electrónica y las energías de enlace.

La energía de ionización es la mínima cantidad de energía necesaria para separar un electrón de un átomo gaseoso y formar un ion gaseoso. En el caso del metal sodio,



La afinidad electrónica es una medida de la afinidad de un átomo o ión por un electrón adicional. Se define como la mínima energía necesaria para separar un electrón de un anión gaseoso:





La energía de unión o de enlace es la mínima cantidad de energía requerida para romper una unión química.

En la Tabla VI.4 se informan algunos valores de electronegatividad según una escala definida por Linus Pauling:

| Elemento  | EN   | Elemento  | EN   |
|-----------|------|-----------|------|
| Flúor     | 3,98 | Carbono   | 2,55 |
| Oxígeno   | 3,44 | Hidrógeno | 2,20 |
| Cloro     | 3,16 | Fósforo   | 2,19 |
| Nitrógeno | 3,04 | Hierro    | 1,83 |
| Bromo     | 2,96 | Litio     | 0,98 |
| Azufre    | 2,58 | Sodio     | 0,93 |

**Tabla VI.4.** Algunos valores de electronegatividad (EN) en la escala de Pauling.

Las escalas de electronegatividad ordenan los átomos según su tendencia decreciente de atraer y retener los electrones de las uniones químicas, con lo cual disponemos de una forma de asignar los *estados de oxidación* de los átomos en un compuesto. Dichos estados son la base sobre la que asienta el concepto actual de las reacciones rédox y es una herramienta muy útil para balancearlas.

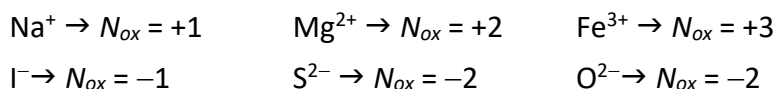
### VI.2.3. El concepto de estado de oxidación y reglas prácticas para su determinación

El tipo de uniones químicas que pueden formarse dependen de los electrones externos de los átomos que participan. Estos átomos donan, ganan o comparten electrones, y en virtud de esto se les asigna un *estado de oxidación*, que especifica el número de electrones involucrados. Los cambios en los estados de oxidación pueden establecerse a través de una aproximación denominada *Número de Oxidación*,  $N_{ox}$ . Se determina mediante algunas reglas prácticas basadas en la electronegatividad de los átomos, que discutiremos a continuación.

#### 1. Número de oxidación para compuestos iónicos

En un compuesto iónico, existe una transferencia real de electrones desde el átomo electropositivo hacia el átomo electronegativo, formándose un catión, un anión o una especie neutra, tal como vimos con el Cu y el Zn.

Para iones monoatómicos, el número de oxidación coincide con su carga, tal como se indica en los siguientes ejemplos:



## 2. Número de oxidación para compuestos covalentes

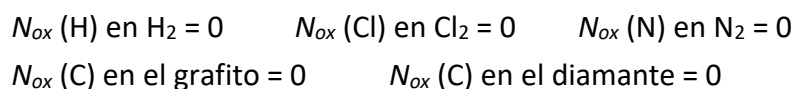
Se analiza el par de electrones compartidos en la unión química. Los números de oxidación corresponden a la carga hipotética que tendría cada átomo si el par de electrones del enlace fuera transferido al átomo más electronegativo.

## 3. Reglas generales para determinar el Número de Oxidación

En respuesta al principio de la conservación de las cargas eléctricas, la suma algebraica de los números de oxidación de los átomos en una especie debe ser igual a la carga eléctrica neta de dicha especie si es iónica, o ser cero en el caso de moléculas neutras.

$$\sum N_{ox} = \text{Carga neta del ion} \qquad \sum N_{ox} = 0 \quad (\text{especies neutras})$$

- Las especies en sus formas elementales comparten equitativamente los electrones de la unión, no existen diferencias en las EN, por lo tanto,  $N_{ox} = 0$  independientemente de sus estados alotrópicos.



- Todos los elementos del Grupo I tienen  $N_{ox} = +1$   
 $N_{ox}(\text{Li}) = N_{ox}(\text{Na}) = N_{ox}(\text{K}) = N_{ox}(\text{Rb}) = N_{ox}(\text{Cs}) = +1$
- Todos los elementos del Grupo II tienen  $N_{ox} = +2$   
 $N_{ox}(\text{Be}) = N_{ox}(\text{Mg}) = N_{ox}(\text{Ca}) = N_{ox}(\text{Sr}) = N_{ox}(\text{Ba}) = +2$
- El hidrógeno es menos electronegativo que los elementos flúor, oxígeno, nitrógeno, cloro, azufre y carbono, pero más electronegativo que los metales. Por lo tanto, el valor de  $N_{ox}$  para el hidrógeno depende del átomo con el que se combine:  
Con los no metales,  $N_{ox}(\text{H}) = +1$   
Con los metales,  $N_{ox}(\text{H}) = -1$

$N_{ox}(\text{H}) = +1$  en los siguientes compuestos: HF, HCl, HBr, HI, SH<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>, CH<sub>4</sub> y prácticamente todos los compuestos del hidrógeno con excepción de los hidruros metálicos.

$N_{ox}(\text{H}) = -1$  en los siguientes hidruros metálicos: LiH, NaH, KH, CaH<sub>2</sub>, SrH<sub>2</sub>.

- El único valor posible de  $N_{ox}$  para el flúor es  $-1$ . Los demás halógenos (cloro, bromo y yodo) también tienen  $N_{ox} = -1$  excepto cuando se unen al oxígeno, frente al cual adquieren valores de  $N_{ox}$  positivos. Los compuestos son los óxidos ácidos y los oxácidos.

- Los valores de  $N_{ox}$  para el oxígeno son:

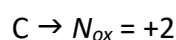
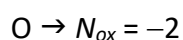
|                                  |                 |               |
|----------------------------------|-----------------|---------------|
| Óxidos                           | $N_{ox} = -2$   | excepto con F |
| Peróxidos ( $\text{O}_2^{-2}$ )  | $N_{ox} = -1$   |               |
| Superóxidos ( $\text{O}_2^{-}$ ) | $N_{ox} = -1/2$ |               |

$N_{ox} = -2$       Na<sub>2</sub>O, MgO, Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, CO<sub>2</sub>, NO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>, (óxidos)

$N_{ox} = -1$       H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub> (peróxido de hidrógeno, peróxido de sodio)

$N_{ox} = -1/2$       NaO<sub>2</sub> (superóxido de sodio)

Veamos el caso del monóxido de carbono, CO. De acuerdo con los datos de la Tabla VI.4 el oxígeno (EN (O) = 3,44) es más electronegativo que el carbono (EN (C) = 2,55). Aunque ambos átomos comparten tres pares electrónicos formando una unión triple covalente polar, por ser un óxido, los correspondientes valores de  $N_{ox}$  son:



- En compuestos formados por oxígeno, hidrógeno y un tercer elemento, el valor de  $N_{ox}$  para este último se calcula atribuyendo el valor de  $-2$  al oxígeno y el valor de  $+1$  al hidrógeno y considerando que  $\sum N_{ox} =$  carga neta para los iones y  $\sum N_{ox} = 0$  para moléculas neutras.

*Ejemplos:*

- Determinar el valor de  $N_{ox}$  para el nitrógeno en los siguientes compuestos:

| Compuesto                               | $\sum N_{ox}$                    | $N_{ox}(\text{N})$ |
|---|----------------------------------|--------------------|
| Amoníaco NH <sub>3</sub>                | $N_{ox}(\text{N}) + 3(+1) = 0$   | $-3$               |
| Hidracina N <sub>2</sub> H <sub>4</sub> | $2 N_{ox}(\text{N}) + 4(+1) = 0$ | $-2$               |
| Monóxido de nitrógeno NO                | $N_{ox}(\text{N}) + (-2) = 0$    | $+2$               |

|                              |                                       |     |
|------------------------------|---------------------------------------|-----|
| Ácido nitroso $\text{HNO}_2$ | $(+1) + N_{ox}(\text{N}) + 2(-2) = 0$ | + 3 |
| Ácido nítrico $\text{HNO}_3$ | $(+1) + N_{ox}(\text{N}) + 3(-2) = 0$ | + 5 |

2. Completar los valores de  $N_{ox}$  para todos los elementos de los siguientes compuestos:

| Compuesto  | $\sum N_{ox}$  | $N_{ox}$        |
|--|--|-----------------|
| Anión bicarbonato $\text{HCO}_3^-$               | $1 + N_{ox}(\text{C}) + 3(-2) = -1$                        | $\text{C} = +4$ |
| Sulfato ácido de sodio $\text{NaHSO}_4$          | $1 + 1 + N_{ox}(\text{S}) + 4(-2) = 0$                     | $\text{S} = +6$ |
| Carbonato de amonio $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ | $N_{ox}(\text{NH}_4^+) = N_{ox}(\text{N}) + 4(1) = 1$      | $\text{N} = -3$ |
|  | $N_{ox}(\text{CO}_3^{2-}) = N_{ox}(\text{C}) + 3(-2) = -2$ |                 |
|  | $N_{ox}(\text{C}) = -2 + 6 = 4$                            | $\text{C} = +4$ |
| Ácido fórmico $\text{HCOOH}$                     | $1 + N_{ox}(\text{C}) + 2(-2) + 1 = 0$                     | $\text{C} = +2$ |
| Metanol $\text{CH}_3\text{OH}$                   | $N_{ox}(\text{C}) + 3(+1) + (-2) + 1 = 0$                  | $\text{C} = -2$ |

Los estados de oxidación suelen indicarse por un número romano entre paréntesis: Fe(II) en el sulfato ferroso,  $\text{FeSO}_4$ , y Fe(III) en el sulfato férrico,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ . Ambos compuestos contienen S (VI) y O (II).

#### VI.2.4. Definición actual del concepto de óxido-reducción

Tras haber analizado el concepto de estado de oxidación podemos definir los procesos rédox tal como se entienden en la actualidad:

*Los procesos de óxido-reducción se definen como aquellas reacciones químicas que transcurren con cambios en los estados de oxidación: cuando un elemento aumenta su  $N_{ox}$ , se oxida, y cuando lo disminuye, se reduce.*

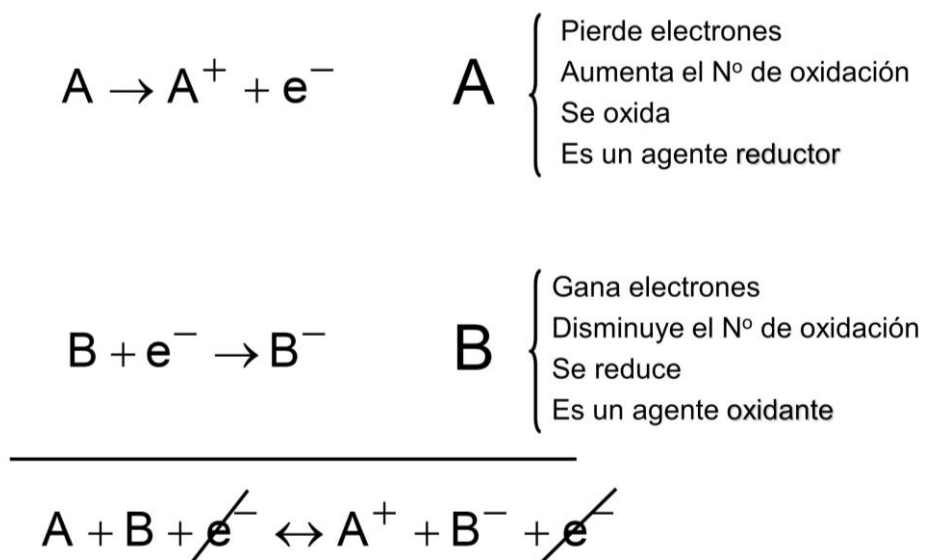
Dado que un átomo sólo cede o comparte electrones si existe otro átomo al cual cederlos o con quien compartirlos, siempre que un átomo aumenta su  $N_{ox}$ , necesariamente hay otro que lo disminuye.

Con lo que hemos visto hasta ahora podemos decir que:

- Una molécula se oxida cuando alguno de sus átomos pierde electrones, o aumenta su número de oxidación.
- Una molécula se reduce cuando alguno de sus átomos gana electrones o disminuye su número de oxidación.

- Siempre que una especie pierde electrones ( $N_{ox}$  aumenta) necesariamente otra los tiene que ganar ( $N_{ox}$  disminuye), de modo que no hay oxidación sin reducción.
- Una sustancia capaz de oxidar a otra es un *oxidante*; si la reduce es un *reductor*.
- El oxidante gana electrones ( $N_{ox}$  disminuye), mientras que el reductor los pierde ( $N_{ox}$  aumenta).
- Durante la reacción, el reductor se oxida y el oxidante se reduce.
- Los procesos de oxidación y de reducción son siempre complementarios. En la reacción balanceada, y el número de electrones ganados por las especies oxidantes debe ser igual al número de electrones perdidos por las especies reductoras, por la ley de conservación de las cargas eléctricas.

La Figura VI.10 resume los procesos de óxido-reducción.



**Figura VI.10.** Esquema resumen de los procesos de óxido-reducción.

#### VI.2.5. Una reacción rédox muy costosa: la corrosión

En la naturaleza, las formas estables predominantes (salvo excepciones) de los compuestos metálicos son los óxidos, sulfuros y silicatos, que la metalurgia transforma en metales mediante reducción.

La siderurgia es el proceso industrial que transforma el mineral ferruginoso en hierro metálico y acero.

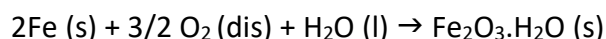
Los metales, expuestos al oxígeno del aire, a contaminantes atmosféricos y al agua, de manera espontánea retornan a sus formas químicamente estables, mediante

un proceso denominado *corrosión*. Los objetos metálicos abandonados a la intemperie con el tiempo cambian su aspecto; se recubren de capas de diferentes colores y en situaciones extremas pueden transformarse completamente en óxidos metálicos e incluso en compuestos solubles. La corrosión es un problema para nuestras sociedades tecnológicas basadas en el hierro y el acero, ya que produce pérdidas anuales millonarias y se requiere un esfuerzo permanente, no para evitarla ya que es imposible, sino para tratar que el proceso sea lo más lento posible. La corrosión ataca a todos los metales, con excepción de los llamados nobles o preciosos, como oro, platino, paladio, iridio.

#### VI.2.5.1. El hierro se herrumbra

Los objetos que contienen hierro tales como carrocerías de autos, rejas, alambre, chatarra en general, expuestos al aire se cubren de una capa naranja amarronada que llamamos herrumbre y que no es otra cosa que óxidos de hierro hidratados formados de manera espontánea por la reacción del metal con el oxígeno del aire o disuelto en la lluvia, Figura VI.11.

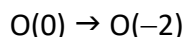
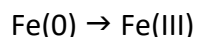
La reacción es la siguiente



Para identificar la especie que se oxida y la que se reduce, analicemos los cambios en los estados de oxidación:

El  $N_{ox}$  del Fe aumenta de 0 en el metal a +3 en el óxido férrico, y por lo tanto ésta es la especie que se oxida.

El  $N_{ox}$  del O disminuye de 0 en el gas a (-2) en el óxido, y en consecuencia es la especie que se reduce.



Por lo tanto:

El hierro metálico se oxida y es el reductor

El oxígeno gaseoso se reduce y es el oxidante



**Figura VI.11.** Los objetos de hierro a la intemperie se herrumbran, como esta vieja herradura. Pueden observarse manchas negras del óxido ferroso FeO y rojizas, propias del Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

#### VI.2.5.2. ¿De qué color es el bronce?

El bronce es una aleación mayoritariamente de cobre (mínimo 80%) con una proporción de estaño no inferior al 4%. Los objetos de bronce preservados de la intemperie y limpiados periódicamente presentan un color dorado brillante. Sin embargo, las estatuas de bronce en plazas y jardines se cubren de una pátina verde azulada conocida como cardenillo o verdín, Figura VI.12. La cúpula del Congreso de la Nación, recubierta con planchas de cobre, no presenta el característico color rojizo de este metal sino el del verdín de las estatuas. Es entonces el cobre, puro o en aleación con otros metales, el responsable del cardenillo verde, y su formación es otro ejemplo de corrosión.

El proceso necesita tres reacciones rédox previas que ocurren en la atmósfera, bajo condiciones naturales o como consecuencia de la contaminación ambiental:

1.  $\text{N}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO} (\text{g})$
2.  $2 \text{NO} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}_2 (\text{g})$
3.  $3 \text{NO}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O} (\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_3\text{O}^+ (\text{ac}) + 2 \text{NO}_3^- (\text{ac}) + \text{NO} (\text{g})$

Una vez formado ácido nítrico en el agua de lluvia, ocurre la corrosión del cobre propiamente dicha, según la siguiente reacción:

4.  $\text{Cu} (\text{s}) + 4 \text{HNO}_3 (\text{ac}) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 (\text{s}) + 2 \text{NO}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

El nitrógeno y el oxígeno del aire no reaccionan apreciablemente a menos que dispongan de cantidades importantes de energía, como ocurre en las descargas eléctricas de las tormentas o las temperaturas elevadas propias de incendios o de motores de combustión. Según la reacción 1, los cambios en los estados de oxidación son los siguientes:



El nitrógeno aumentó su  $N_{ox}$  porque se oxidó, mientras que el oxígeno lo disminuyó al reducirse.

Una vez formado el monóxido de nitrógeno, éste continúa reaccionando con el oxígeno del aire para formar dióxido de nitrógeno, de acuerdo con la reacción 2.

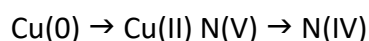


El oxidante en las reacciones 1 y 2 es el oxígeno, mientras que los reductores son el  $\text{N}_2$  (g) para la reacción 1 y el  $\text{NO}(\text{g})$  para la 2.

La reacción 3 es un caso particular de proceso rédox en donde un compuesto, con un estado de oxidación intermedio, actúa al mismo tiempo como oxidante y reductor. El  $\text{NO}_2$  disuelto en agua se oxida a ácido nítrico  $\text{HNO}_3$  y es el reductor, pero también se reduce a monóxido de nitrógeno  $\text{NO}$  y es el oxidante. Este tipo de reacciones se denominan de *desproporción*.



La reacción 4 es la corrosión propiamente dicha del cobre, que se oxida para formar el catión  $\text{Cu}(\text{II})$  de color celeste, y el ácido nítrico se reduce a dióxido de nitrógeno,  $\text{NO}_2$ , un gas picante de color pardo.





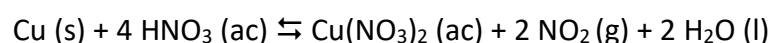


**Figura VI.12.** El verdín es consecuencia de la corrosión del cobre, ya sea puro o en el bronce. Réplica de *El Pensador*, firmada por su autor, Auguste Rodin, frente al Palacio del Congreso de la Nación, Buenos Aires, Argentina. Al fondo, la cúpula del Congreso revestida en cobre, cubierta de sales verdes de este metal.

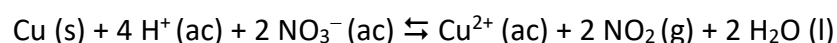
#### VI.2.6. Las hemirreacciones de oxidación y de reducción

Aunque solamente en sentido virtual, es útil separar una reacción rédox en dos hemirreacciones, una para la oxidación y otra para la reducción, de modo que la suma de ambas sea igual a la reacción global. Esta estrategia facilita la igualación estequiométrica de la reacción, balanceando cada hemirreacción tanto en el número de átomos de reactivos y productos como en cargas eléctricas, y además considerando que el número de electrones cedidos debe ser igual al de electrones ganados.

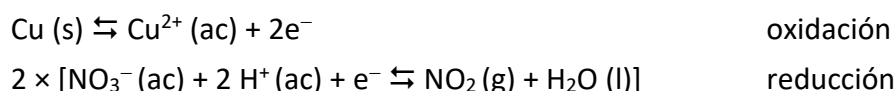
La reacción 4 del ejemplo de la corrosión del cobre, escrita bajo su forma molecular es:



La igualación de las reacciones se facilita si se escriben los iones que existen en solución, y se eliminan los que aparecen tanto en reactivos como en productos:



Ahora es más fácil identificar cada hemirreacción:



En la hemirreacción de oxidación del Cu se liberan  $2\text{e}^{-}$ , mientras que para reducir el ion  $\text{NO}_3^{-}$  a  $\text{NO}_2$  se necesita  $1\text{e}^{-}$ . Como el número de electrones debe ser el mismo en las dos hemirreacciones, se multiplica la segunda por 2. De la suma de ambas resulta la reacción neta. Note que  $2 \text{NO}_3^{-}$  se reducen a  $2 \text{NO}_2 \text{ (g)}$  pero son necesarios otros dos  $\text{NO}_3^{-}$  para formar la sal  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ .

Otro aspecto importante a tener en cuenta es que en las reacciones redox en agua, pueden participar los  $\text{H}^{+}$  o los  $\text{HO}^{-}$  y el  $\text{H}_2\text{O}$  como reactivos o como productos.

Cada hemirreacción es una reacción global, resultante de varias —a veces muchas— etapas, sobre todo si se intercambian varios electrones.

#### *Reglas prácticas para igualar reacciones redox*

Las siguientes reglas facilitan el proceso de balancear las reacciones redox.

1. Identificar la especie que se reduce, la que se oxida y el medio de la reacción (ácido o básico).
2. Escribir la reacción iónica.
3. Escribir las hemirreacciones de reducción y oxidación.
4. Igualar las masas y las cargas en cada hemirreacción, teniendo en cuenta el medio.

#### **Si el medio es ácido:**

- a. Balancear los elementos que no sean H y O.
- b. Balancear los átomos de H con iones  $\text{H}^{+}$ .
- c. Balancear los átomos de O con moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$ .
- d. Balancear las cargas con electrones.

#### **Si el medio es alcalino:**

- a. Balancear los elementos que no sean H y O.
- b. Balancear las variaciones del número de oxidación con electrones.
- c. Balancear la carga con iones  $\text{HO}^{-}$ .
- d. Balancear los átomos de O con moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$ .

5. Multiplicar las hemirreacciones por coeficientes tales que los electrones perdidos igualen a los ganados.
6. Sumar las hemirreacciones para dar la reacción global.

Veremos la aplicación de estas reglas en los ejemplos que siguen.

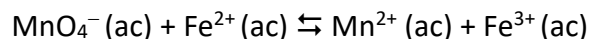
### *Ejemplo 1*

Igualar la reacción de oxidación de sulfato ferroso,  $\text{FeSO}_4$ , a sulfato férrico,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ , con permanganato de potasio,  $\text{KMnO}_4$ , en presencia de ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . En estas condiciones, el  $\text{MnO}_4^-$  se transforma a  $\text{Mn}^{2+}$ .

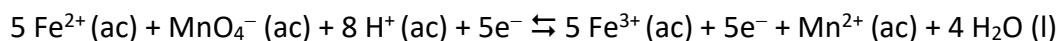
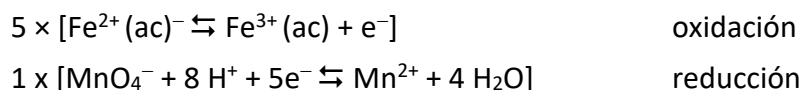
Primero se debe identificar la especie que se reduce, la que se oxida y el medio de la reacción.

En el  $\text{MnO}_4^-$ ,  $N_{\text{ox}}(\text{Mn}) = +7$ , mientras que en el  $\text{Mn}^{2+}$   $N_{\text{ox}}(\text{Mn}) = +2$ . Por lo tanto el  $\text{MnO}_4^-$  se reduce y es el oxidante. Un razonamiento equivalente nos permite verificar que el  $\text{FeSO}_4$  se oxida, y es el reductor. El medio de reacción es ácido.

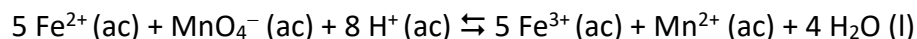
Escribir la reacción iónica.



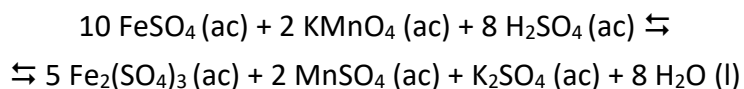
Si se tiene en cuenta que el medio es ácido,



Si se simplifican  $\text{e}^-$ , la ecuación iónica balanceada es:



La forma molecular de la ecuación anterior es:



## Ejemplo 2

Igualar la reacción de oxidación de  $\text{KNO}_2$  a  $\text{KNO}_3$  con  $\text{KMnO}_4$  en medio alcalino en presencia de  $\text{KHO}$ .

Ecuación molecular:  $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{KNO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{KHO}$

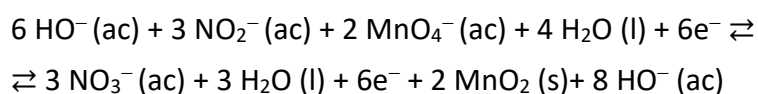
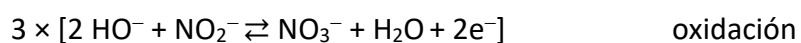
Ecuación iónica:  $\text{NO}_2^- + \text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NO}_3^- + \text{MnO}_2 + \text{HO}^-$

De la aplicación de la regla para medio básico, resulta lo que sigue:

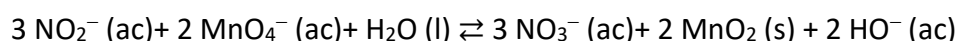
En la hemirreacción de oxidación  $N_{\text{ox}}(\text{N})$  en el nitrito ( $\text{NO}_2^-$ ) es +3, y en el nitrato ( $\text{NO}_3^-$ ) es +5. Por lo tanto, se balancea con el agregado de  $2e^-$  del lado de los productos.

En la hemirreacción de reducción  $N_{\text{ox}}(\text{Mn})$  es +7 en el  $\text{MnO}_4^-$ , y +4 en el  $\text{MnO}_2$ . Entonces, se balancea con el agregado de  $3e^-$  del lado de los reactivos.

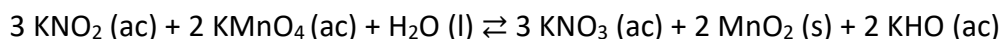
La igualación del número de electrones en ambas hemirreacciones se logra mediante la multiplicación de cada una por el coeficiente necesario.



Después de simplificar  $e^-$ ,  $\text{HO}^-$  y  $\text{H}_2\text{O}$ , la ecuación iónica balanceada es:



La forma molecular de la ecuación anterior es:



En el ejemplo anterior, los productos cambian según la reacción transcurra en medio ácido o alcalino. En medio ácido se forma una sal soluble de  $\text{Mn}(\text{II})$ , mientras que en medio alcalino tendremos  $\text{Mn}(\text{IV})$ . Éste precipita como dióxido de manganeso (IV),  $\text{MnO}_2$ , de color negro. El mineral en su forma natural predominante recibe el nombre de *pirolusita*, ampliamente distribuido en numerosos ambientes, rocas, suelos, sedimentos, etc. A veces aparece como una pátina sobre la superficie de ciertas rocas, y lo suelen llamar “barniz de piedra”. Los petroglifos de Talampaya, en la Rioja, han sido grabados por los pueblos originarios desgastando, con objetos punzantes, el barniz de

piedra negro para que aflore la roca base, compuesta de arenisca de color pardo-rojizo debido a la presencia de óxido de Fe(III). Ver Figura VI.13.



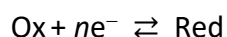
**Figura VI.13.** Petroglifos, Parque Nacional Talampaya, La Rioja, Argentina. Figuras, obtenidas por los pueblos originarios al raspar la capa superficial de pirolusita (barniz de piedra) sobre un fondo de arenisca rojiza de óxido férrico.

Fotografía de Jorge Gobbi, Buenos Aires, Argentina

[https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Talampaya\\_petroglyphs\\_\(1\).jpg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Talampaya_petroglyphs_(1).jpg)

#### VI.2.7. Escala de potenciales de óxido-reducción

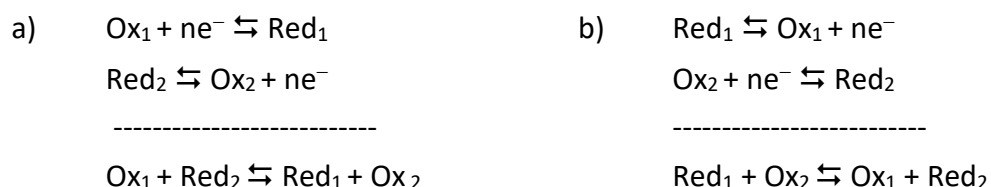
En términos genéricos, podemos escribir las hemirreacciones rédox como sigue:



donde Ox y Red representan las especies oxidada y reducida, respectivamente, y  $n$  el número de electrones intercambiados. Como dijimos anteriormente, siempre que exista una oxidación habrá también una reducción, de modo que tendríamos que considerar dos hemirreacciones:



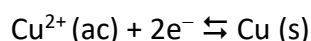
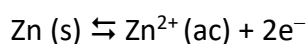
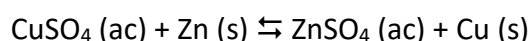
La combinación de estas dos hemirreacciones nos conduce a dos situaciones posibles. Por simplicidad elegimos  $n_1 = n_2 = n$ :



En el caso a) 1 es el oxidante y 2 es el reductor. En b) el oxidante es 2 y el reductor es 1.

¿Pueden ocurrir ambas reacciones a) y b) de modo espontáneo? No. Por razones energéticas, si una de ellas ocurre, la otra no. El agua fluye desde las montañas al valle, y no al revés. Debe tenerse en cuenta que estamos hablando de procesos espontáneos. Si se entrega energía al sistema de una manera conveniente, es posible que ocurra la reacción no espontánea, (tal como ocurre en las electrólisis) del mismo modo que se puede llevar agua desde el valle a la montaña mediante una bomba con consumo de energía.

En el ejemplo que discutimos anteriormente,



Espontáneamente el Zn puede reducir al Cu(II), pero el Cu no puede reducir al Zn(II). ¿Podemos saber que esto es así sin verificarlo experimentalmente? La respuesta está en la escala de potenciales rédox, como veremos en el experimento 10. Analizaremos las reacciones rédox que involucran al magnesio y al cobre.

#### VI.2.7.1. La interfase entre el magnesio metálico y sus iones en solución

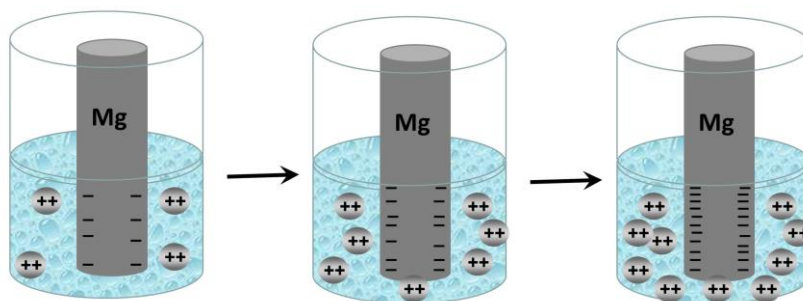
Tal como se indica esquemáticamente en la Figura VI.14, si sumergimos una varilla limpia de magnesio metálico en agua, parte de los átomos de Mg de la superficie se disolverán espontáneamente y pasarán a la solución como iones  $Mg^{2+}$ . Por razones de electro-neutralidad, si hay cargas positivas,  $q(+)$ , que pasan del metal a la solución, sobre éste deberán quedar una cantidad igual de cargas negativas,  $q(-)$ . Finalmente se alcanza una situación de equilibrio en la que las cargas y las concentraciones de Mg(II) se mantienen constantes. ¿Puede el Mg disolverse en su totalidad, como hubiera hecho un cristal de cloruro de sodio? La respuesta es no. En la interfase del metal con la solución, a medida que el metal magnesio va adquiriendo un exceso de cargas negativas  $q_M(-)$ , se

hace cada vez más difícil que los cationes  $Mg^{2+}$  puedan pasar a la solución, o lo que es lo mismo, la solución en contacto con el metal va adquiriendo un exceso de cargas positivas  $q_s(+)$ , y se hace cada vez más difícil que acepte nuevos cationes  $Mg^{2+}$ .

En la interfase formada entre el metal y la solución debe verificarse que, según el principio de electroneutralidad,

$$q_M(-) = q_s(+)$$

En la interfase se alcanza un equilibrio con separación neta de cargas. La física nos indica que en tal caso se genera una diferencia de potencial eléctrico,  $\Delta E$ , que se puede expresar en voltios. El valor alcanzado depende de la naturaleza química del metal y sus iones.

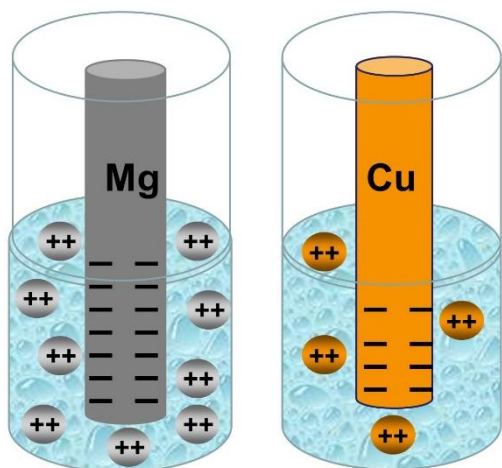


**Figura VI.14.** Esquema de la formación espontánea de la interfase cargada entre el magnesio metálico sumergido en agua y sus iones. Queda carga negativa residual sobre el metal y se alcanza un estado de equilibrio en el que las cargas a ambos lados de la interfase y la cantidad de iones en agua permanecen constantes.

#### VI.2.7.2. La interfase entre el cobre metálico y sus iones en solución

En la Figura VI.15 se esquematiza un procedimiento equivalente al del Mg, pero ahora con Cu. Este metal se disuelve en menor proporción que el Mg, ya que es menos reactivo. Las cargas  $q_s(+)$  y  $q_M(-)$  a ambos lados de la interfase, si bien son iguales entre sí, en valor absoluto son menores que las desarrolladas en el caso del Mg. En consecuencia, la diferencia de potencial generada en la interfase cobre/solución será menor que en la interfase magnesio/solución.

$$[q_M Mg] > [q_M Cu] \quad \text{y} \quad [q_s Mg] > [q_s Cu]$$

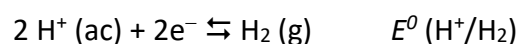


**Figura VI.15.** Esquema comparativo de las interfases entre los metales magnesio y cobre sumergidos en agua. El cobre se disuelve en menor proporción que el magnesio, es menos reactivo, y la cantidad de cargas  $q_s(+)$  y  $q_M(-)$  a ambos lados de la interfase es menor.

La diferencia de potencial  $\Delta E$  en la interfase es mayor para el Mg que para el Cu. En otras palabras, el Mg metálico se carga de electrones y forma cationes más fácilmente que el Cu.

Existe una limitación insalvable para medir experimentalmente la diferencia de potencial de una interfase aislada. Esto no es un problema ya que no es necesario medir el valor absoluto de  $E$  sino poder establecer, a partir de valores numéricos relativos, la mayor o menor tendencia de cada metal para ceder cationes a la solución. Para esto se utiliza un sistema estandarizado de referencia.

El equilibrio sobre el cual se basa la estimación relativa de los  $\Delta E$  es la hemirreacción de desprendimiento de hidrógeno, con una diferencia de potencial en la interfase  $E^0 (H^+/H_2)$ :



Como la diferencia de potencial depende de la composición química de la solución, la presión y la temperatura, la interfase de referencia debe ajustarse a condiciones preestablecidas por conveniencia, las *condiciones estándar*. Éstas son:

Presión de  $H_2 (g)$ : 1,01325 bar = 1013,25 hPa

Concentración de  $H^+$ : 1 M

Sólidos y líquidos puros: concentraciones unitarias

Temperatura: 298,15 K

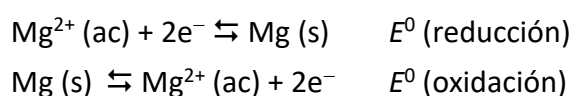


Bajo estas condiciones, se acuerda arbitrariamente que el potencial de la interfase formada en la superficie de un metal inerte como el platino sumergido en una solución estándar de  $H^+$  es

$$E^0 H^+ (ac) / H_2 (g) = 0$$

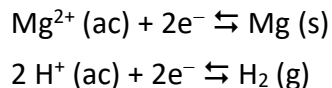
donde el supra índice en  $E^0$  indica condiciones estándar.

Por convención todos los equilibrios rédox se escriben como reducciones. En caso de plantearse como oxidaciones,  $E^0$  cambia de signo:



$$E^0 \text{ (reducción)} = - E^0 \text{ (oxidación)}$$

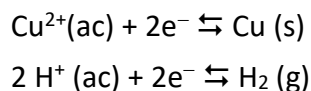
Podemos calcular experimentalmente los  $\Delta E^0$  relativos del Mg y del Cu, como sigue:



$\Delta E^0 (Mg^{2+}) = E^0 (Mg^{2+}/Mg) - E^0 (H^+/H_2) = E^0 (Mg^{2+}/Mg) - 0 = E^0 (Mg^{2+}/Mg) = - 2,36 \text{ V}$ , medido con un voltímetro.

Cada hemirreacción del par recibe el nombre de cupla rédox.

Del mismo modo, para el Cu las dos interfases involucradas son:



$$\begin{aligned} \Delta E^0 [Cu^{2+}(ac)/Cu(s)] &= E^0 [Cu^{2+}(ac)/Cu(s)] - E^0 [(H^+(ac)/H_2(g))= \\ &= E^0 [Cu^{2+}(ac)/Cu(s)] - 0 = E^0 [Cu^{2+}(ac)/Cu(s)] = 0,34 \text{ V} \end{aligned}$$

Los valores de 2,36 V y 0,34 V fueron determinados experimentalmente a partir de la medición de la diferencia de potencial eléctrico que se genera al combinar las interfases de cada metal con la del hidrógeno. Por razones termodinámicas, una reacción

rédox bajo condiciones estándar transcurre espontáneamente en el sentido en el que está escrita si  $\Delta E^0 > 0$ .

El valor negativo de  $\Delta E^0$  ( $\text{Mg}^{2+}$ ) indica que la reacción ocurre al revés de lo que está planteada. La tendencia a oxidarse del Mg es mayor que la del  $\text{H}_2$ , de modo que al combinarse ambas interfases, el Magnesio cede electrones y se oxida a  $\text{Mg}^{2+}$  mientras que el  $\text{H}^+$  toma electrones y se reduce a  $\text{H}_2$  (g).

*El magnesio es un reductor de los protones con liberación de  $\text{H}_2$  (g)*

El valor positivo de  $\Delta E^0$  [ $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})/\text{Cu}(\text{s})$ ] indica que la reacción ocurre tal como está planteada. La tendencia a reducirse del Cu es mayor que la del  $\text{H}^+$ , de modo que al combinarse ambas interfases, el catión  $\text{Cu}^{2+}$  gana electrones y se reduce a Cu mientras que el  $\text{H}_2$  (g) se oxida a  $\text{H}^+$ .

*El catión Cu(II) es un oxidante del  $\text{H}_2$  (g) con formación de protones*

*El Mg (s) es un reductor más potente que el Cu (s)*

El procedimiento anterior puede extenderse a una serie de oxidantes y reductores. El ordenamiento de las cuplas rédox en función del valor decreciente de  $E^0$  se denomina Serie Electroquímica. En la Tabla VI.5 se muestra una serie con las hemirreacciones de uso más frecuente.

| Hemicupla   | $E^0/\text{V}$ | Hemicupla  | $E^0/\text{V}$ |
|---|----------------|--|----------------|
| $\text{N}_2/\text{NH}_3$                                  | -3,09          | $\text{NO}_3^-/\text{N}_2\text{O}_4 (\text{HO}^-)$         | -0,85          |
| $\text{Li}^+/\text{Li}$                                   | -3,04          | $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2 (\text{HO}^-)$              | -0,8277        |
| $\text{Ca}(\text{HO})_2/\text{Ca}$                        | -3,02          | $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$                                 | -0,7618        |
| $\text{Ba}(\text{HO})_2/\text{Ba}$                        | -2,99          | $\text{Co}(\text{HO})_2/\text{Co}$                         | -0,73          |
| $\text{Rb}^+/\text{Rb}$                                   | -2,98          | $\text{Ni}(\text{HO})_2/\text{Ni}$                         | -0,72          |
| $\text{K}^+/\text{K}$                                     | -2,931         | $\text{AsO}_4^{3-}/\text{AsO}_2^- (\text{HO}^-)$           | -0,71          |
| $\text{Cs}^+/\text{Cs}$                                   | -2,92          | $\text{As}/\text{AsH}_3 (\text{H}^+)$                      | -0,608         |
| $\text{Ba}^{2+}/\text{Ba}$                                | -2,912         | $\text{PbO}/\text{Pb} (\text{HO}^-)$                       | -0,580         |
| $\text{Sr}^{2+}/\text{Sr}$                                | -2,89          | $\text{SO}_3^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-} (\text{HO}^-)$ | -0,571         |
| $\text{Sr}(\text{HO})_2/\text{Sr}$                        | -2,88          | $\text{Fe}(\text{HO})_3/\text{Fe}(\text{HO})_2$            | -0,56          |
| $\text{Ca}^{2+}/\text{Ca}$                                | -2,868         | $\text{S}/\text{HS}^- (\text{HO}^-)$                       | -0,478         |
| $\text{Na}^+/\text{Na}$                                   | -2,71          | $\text{S}/\text{S}^{2-}$                                   | -0,476         |
| $\text{Mg}(\text{HO})_2/\text{Mg}$                        | -2,690         | $\text{NO}_2^-/\text{NO}$                                  | -0,46          |
| $\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}$                                | -2,372         | $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$                                 | -0,447         |
| $\text{Al}(\text{HO})_4^-/\text{Al}$                      | -2,310         | $\text{Co}^{2+}/\text{Co}$                                 | -0,28          |
| $\text{H}_2/\text{H}^-$                                   | -2,23          | $\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}$                                 | -0,257         |
| $\text{Be}^{2+}/\text{Be}$                                | -1,847         | $\text{N}_2/\text{N}_2\text{H}_4 (\text{H}^+)$             | -0,23          |
| $\text{Al}^{3+}/\text{Al}$                                | -1,662         | $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2 (\text{HO}^-)$            | -0,146         |
| $\text{HPO}_4^{2-}/\text{H}_2\text{PO}_2^- (\text{HO}^-)$ | -1,65          | $\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$                                 | -0,1375        |

|  |        |  |         |
|--|--------|--|---------|
| Cr(HO) <sub>3</sub> /Cr  | -1,48  | CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> /Cr(HO) <sub>3</sub>                              | -0,13   |
| N <sub>2</sub> /N <sub>2</sub> H <sub>4</sub> (HO <sup>-</sup> )                         | -1,16  | Pb <sup>2+</sup> /Pb   | -0,1262 |
| PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> /HPO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> (HO <sup>-</sup> )         | -1,05  | Fe <sup>3+</sup> /Fe   | -0,037  |
| SO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> /SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> (HO <sup>-</sup> )          | -0,93  | H <sup>+</sup> /H <sub>2</sub>   | 0,00    |
| P/PH <sub>3</sub> (HO <sup>-</sup> )   | -0,87  |  |         |
|  |        |  |         |
| H <sup>+</sup> /H <sub>2</sub>   | 0,00   | H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> /HO <sup>-</sup>                                   | 0,878   |
| NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> /NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> (HO <sup>-</sup> )            | 0,01   | NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> /HNO <sub>2</sub>                                   | 0,934   |
| Pb(HO) <sub>2</sub> /Pb  | 0,07   | NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> /NO (H <sup>+</sup> )                               | 0,957   |
| S <sub>4</sub> O <sub>6</sub> <sup>2-</sup> /S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup> | 0,08   | HNO <sub>2</sub> /NO   | 0,983   |
| Ge <sup>4+</sup> /Ge   | 0,124  | HIO/I <sup>-</sup>   | 0,987   |
| S/H <sub>2</sub> S   | 0,142  | Br <sub>2(l)</sub> /Br <sup>-</sup>  | 1,066   |
| IO <sub>3</sub> <sup>-</sup> /IO <sup>-</sup> (HO <sup>-</sup> )                         | 0,15   | IO <sub>3</sub> <sup>-</sup> /I <sup>-</sup> (H <sup>+</sup> )                   | 1,085   |
| NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> /N <sub>2</sub> O   | 0,15   | Br <sub>2(ac)</sub> /Br <sup>-</sup>   | 1,0873  |
| Sn <sup>4+</sup> /Sn <sup>2+</sup>   | 0,151  | ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup> /ClO <sub>2</sub> (H <sup>+</sup> )                | 1,152   |
| Cu <sup>2+</sup> /Cu <sup>+</sup>  | 0,153  | ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup> /ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup> (H <sup>+</sup> )   | 1,189   |
| Co(HO) <sub>3</sub> /Co(HO) <sub>2</sub>   | 0,17   | IO <sub>3</sub> <sup>-</sup> /I <sub>2</sub> (H <sup>+</sup> )                   | 1,195   |
| SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> /H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>                            | 0,172  | ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup> /HClO <sub>2</sub>                                 | 1,214   |
| AgCl/Ag  | 0,222  | MnO <sub>2</sub> /Mn <sup>2+</sup> (H <sup>+</sup> )                             | 1,224   |
| PbO <sub>2</sub> /PbO (HO <sup>-</sup> )   | 0,247  | O <sub>2</sub> /H <sub>2</sub> O   | 1,229   |
| IO <sub>3</sub> <sup>-</sup> /I <sup>-</sup> (HO <sup>-</sup> )                          | 0,26   | Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> /Cr <sup>3+</sup> (H <sup>+</sup> ) | 1,232   |
| ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup> /ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup> (HO <sup>-</sup> )          | 0,33   | HNO <sub>2</sub> /N <sub>2</sub> O   | 1,297   |
| Cu <sup>2+</sup> /Cu   | 0,342  | HBrO/Br <sup>-</sup>   | 1,331   |
| [Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>3-</sup> /[Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>4-</sup>               | 0,358  | HCrO <sub>4</sub> <sup>-</sup> /Cr <sup>3+</sup>                                 | 1,35    |
| ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup> /ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup> (HO <sup>-</sup> )          | 0,36   | Cl <sub>2(g)</sub> /Cl <sup>-</sup>  | 1,358   |
| O <sub>2</sub> /HO <sup>-</sup>  | 0,401  | ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup> /Cl <sup>-</sup> (H <sup>+</sup> )                 | 1,389   |
| H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> /S  | 0,449  | ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup> /Cl <sub>2</sub> (H <sup>+</sup> )                 | 1,39    |
| IO <sup>-</sup> /I <sup>-</sup> (HO <sup>-</sup> )                                       | 0,485  | BrO <sub>3</sub> <sup>-</sup> /Br <sup>-</sup> (H <sup>+</sup> )                 | 1,423   |
| Cu <sup>+</sup> /Cu  | 0,521  | HIO/I <sub>2</sub> (H <sup>+</sup> )   | 1,439   |
| I <sub>2</sub> /I <sup>-</sup>   | 0,535  | ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup> /Cl <sup>-</sup> (H <sup>+</sup> )                 | 1,451   |
| I <sub>3</sub> <sup>-</sup> /I <sup>-</sup>  | 0,536  | PbO <sub>2</sub> /Pb <sup>2+</sup>   | 1,455   |
| MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> /MnO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>                            | 0,558  | ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup> /Cl <sub>2</sub> (H <sup>+</sup> )                 | 1,47    |
| H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub> /HAsO <sub>2</sub>                                       | 0,560  | BrO <sub>3</sub> <sup>-</sup> /Br <sub>2</sub> (H <sup>+</sup> )                 | 1,482   |
| MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> /MnO <sub>2</sub> (HO <sup>-</sup> )                       | 0,595  | HClO/Cl <sup>-</sup>   | 1,482   |
| BrO <sub>3</sub> <sup>-</sup> /Br <sup>-</sup> (HO <sup>-</sup> )                        | 0,61   | MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> /Mn <sup>2+</sup>                                  | 1,507   |
| ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup> /Cl <sup>-</sup> (HO <sup>-</sup> )                        | 0,62   | HClO <sub>2</sub> /Cl <sup>-</sup>   | 1,570   |
| ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup> /ClO <sup>-</sup> (HO <sup>-</sup> )                       | 0,66   | HBrO/Br <sub>2(ac)</sub>   | 1,574   |
| O <sub>2</sub> /H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> (H <sup>+</sup> )                          | 0,695  | HBrO/Br <sub>2(l)</sub>  | 1,596   |
| H <sub>3</sub> IO <sub>6</sub> /IO <sub>3</sub> <sup>-</sup> (HO <sup>-</sup> )          | 0,7    | Ce <sup>4+</sup> /Ce <sup>3+</sup>   | 1,61    |
| ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup> /Cl <sup>-</sup> (HO <sup>-</sup> )                        | 0,76   | HClO/Cl <sub>2</sub>   | 1,611   |
| NO/N <sub>2</sub> O (HO <sup>-</sup> )   | 0,76   | HClO <sub>2</sub> /Cl <sub>2</sub>   | 1,628   |
| BrO <sup>-</sup> /Br <sup>-</sup> (HO <sup>-</sup> )                                     | 0,761  | HClO <sub>2</sub> /HClO  | 1,645   |
| Fe <sup>3+</sup> /Fe <sup>2+</sup>   | 0,771  | H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> /H <sub>2</sub> O                                  | 1,776   |
| Ag <sup>+</sup> /Ag  | 0,7996 | Co <sup>3+</sup> /Co <sup>2+</sup> (H <sup>+</sup> )                             | 1,83    |
| NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> /N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> (H <sup>+</sup> )            | 0,803  | S <sub>2</sub> O <sub>8</sub> <sup>2-</sup> /SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>       | 2,010   |
| ClO <sup>-</sup> /Cl <sup>-</sup> (HO <sup>-</sup> )                                     | 0,841  | S <sub>2</sub> O <sub>8</sub> <sup>2-</sup> /HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>       | 2,123   |

Tabla VI.5 La Serie Electroquímica

De acuerdo con lo anterior, cuanto más negativo es el potencial estándar de una cupla rédox, mayor es su poder reductor. Los pares rédox se ordenan según la posición de equilibrio de cada reacción de reducción respecto a la posición de equilibrio del hidrógeno en condiciones estándar.

- Los reactivos de las cuplas ubicadas en la porción superior de la tabla con  $E^0 < 0$  tienden a ceder electrones, se oxidan fácilmente y por lo tanto son buenos reductores.
- Los reactivos de las cuplas ubicadas en la porción inferior de la tabla con  $E^0 > 0$  tienden a ganar electrones, se reducen fácilmente y por lo tanto son buenos oxidantes.

Los valores tabulados de los potenciales estándar implican el cumplimiento de una serie de condiciones:

- El signo del potencial está referido a la hemirreacción:  $2 \text{H}^+ (\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2 (\text{g})$
- Los reactivos y productos líquidos o sólidos se consideran puros.
- Los solutos en solución acuosa tienen una concentración 1,0 M.
- Los reactivos o productos gaseosos tienen una presión de 1,01325 bar.
- La temperatura es 298,15 K.
- Los valores de potencial  $E$  cuando las condiciones no son las establecidas para el estado estándar dependen de:

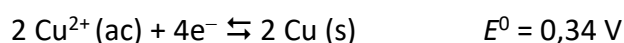
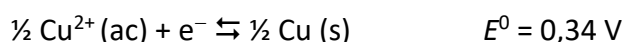
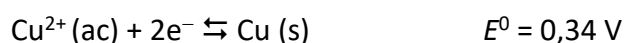
La hemirreacción de referencia

La naturaleza de los reactivos y productos

La concentración de solutos en solución acuosa

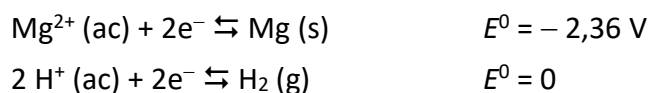
La presión de reactivos o productos gaseosos

Los valores de  $E^0$  no dependen de la cantidad de materia ni de los coeficientes estequiométricos que se utilicen en la hemirreacción:

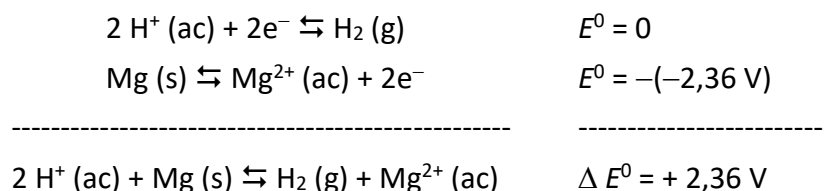


La Serie Electroquímica nos permite contestar preguntas como las que siguen:

a) ¿Puede disolverse el Mg en medio ácido?



La cupla de mayor valor de  $E^{\circ}$  corresponde al proceso de reducción. En este caso, la liberación de hidrógeno gaseoso.

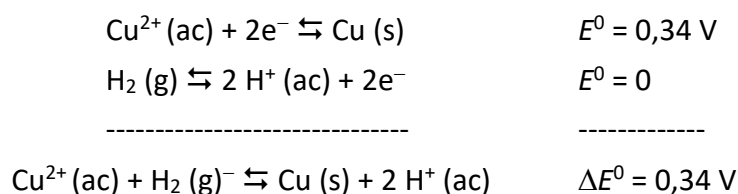


El  $E^{\circ}$  (Mg) cambió de signo porque la hemirreacción está planteada como una oxidación. Como  $\Delta E^{\circ}$  es positivo, el Mg se disuelve en ácidos con desprendimiento de gas hidrógeno bajo condiciones estándar.

b) ¿Puede disolverse el Cu en medio ácido?



Ahora la cupla de mayor valor de  $E^{\circ}$  corresponde a la reducción del Cu (II)

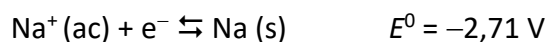


El  $\text{H}_2$  es capaz de reducir los iones de Cu(II), pero el Cu no puede disolverse en soluciones ácidas. Recordemos que el verdín se forma por la acción oxidante del nitrato,  $\text{NO}_3^{-}$  (que pasa a dióxido de nitrógeno,  $\text{NO}_2$ ) y no por el  $\text{H}^{+}$ .

Los metales con potencial de reducción negativos con respecto al hidrógeno pueden disolverse en medio ácido con desprendimiento de gas hidrógeno. El potencial negativo es una condición necesaria pero no suficiente, ya que la existencia de reacciones paralelas puede inhibir la disolución del metal.

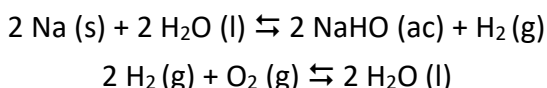
### VI.2.8. No mojarás el sodio

Los metales alcalinos son extremadamente reactivos dados sus bajos valores de potencial de reducción estándar. En el caso del sodio,

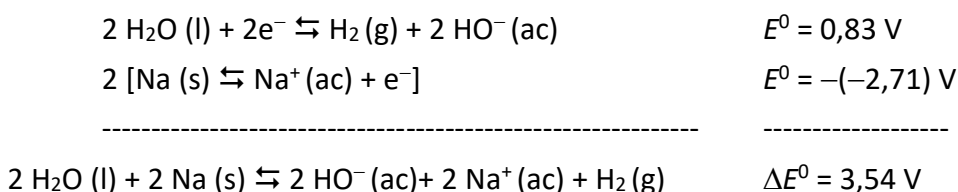


El sodio es un metal blando, de consistencia similar a la de la manteca fría. Posee un intenso brillo metálico gris plateado, pero sólo puede apreciarse en superficies recientemente formadas, ya que en contacto con el aire se recubre de una capa de óxido de sodio opaco. Por esto se conserva en atmósfera inerte de argón, o sumergido en solventes orgánicos deshidratados.

La reacción del sodio con el agua es fuertemente exotérmica, y libera importantes cantidades de energía como calor. El sodio se oxida a  $\text{Na}^+$  y reduce el agua a hidrógeno.

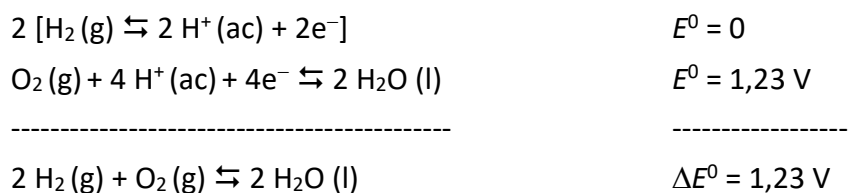


La primera reacción surge de la combinación de las siguientes cuplas rédox:



El alto valor positivo de  $\Delta E^0$  explica la gran reactividad del sodio frente al agua.

La reacción del  $\text{H}_2$  (g) con el  $\text{O}_2$  (g) es explosiva por cuanto el hidrógeno, a las altas temperaturas alcanzadas, reacciona violentamente con el oxígeno del aire ardiendo en llamaradas, Figura VI.16.





**Figura VI.16.** La reacción explosiva del sodio con el agua. El calor liberado ha roto el recipiente de vidrio.

#### VI.2.9. La génesis del oxígeno atmosférico

La historia geológica de la Tierra se remonta a algo más de 4.500 millones de años. Una vez que disminuyeron los impactos masivos de meteoritos, la temperatura de la superficie descendió, se solidificaron las rocas fundidas y el agua líquida se condensó dando origen a los océanos primitivos. Las evidencias indican una atmósfera carente de oxígeno gaseoso  $O_2$  (g).

Según D. T. Johnston y colaboradores, el oxígeno molecular comenzó a liberarse aproximadamente dos mil cuatrocientos millones de años atrás, pero los niveles atmosféricos del presente se establecieron hace sólo 550 – 600 millones de años, al final del periodo precámbrico. Otros consideran que el proceso de oxigenación de la atmósfera fue mucho más rápido.

H. D. Holland, en un estudio publicado en 2006, resume el estado del conocimiento sobre el tema. En la Figura VI.17 se indica la variación del contenido del oxígeno atmosférico durante los últimos 3,85 Ga<sup>7</sup> de la historia de la Tierra, la que ha sido estimada en 4,55 Ga. El autor establece cinco etapas, de acuerdo con las variaciones de  $O_2$  disuelto en el agua,  $O_2$ (dis) y en la atmósfera, tal como se muestra en la Figura VI.17.

---

<sup>7</sup> Ga: Gigaaños. 1Ga =  $10^9$  años = mil millones de años.

Estas etapas son las siguientes:

#### Etapa 1

Se extiende desde los 3,85 hasta los 2,45 Ga antes del presente (*adp*). Se considera ausencia prácticamente total de oxígeno gaseoso tanto en la atmósfera como en los océanos.

#### Etapa 2

Entre 2,45-1,85 Ga *adp*. El contenido estimado de oxígeno atmosférico varía entre 0,02 y 0,04 atm. Los océanos profundos carecen de oxígeno disuelto, mientras que los poco profundos contienen concentraciones muy bajas.

#### Etapa 3

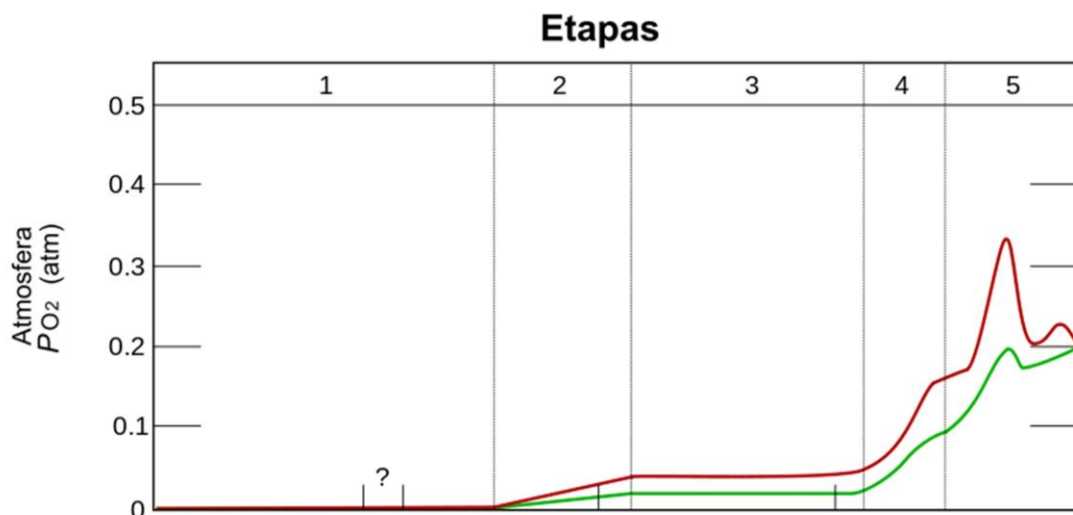
Abarca desde los 1,85 hasta los 0,85 Ga *adp*. Sin cambios apreciables en los niveles de oxígeno atmosférico. Leve oxigenación en los océanos, tanto superficiales como profundos.

#### Etapa 4

De 0,85 a 0,54 Ga *adp*. En esta etapa se alcanzan casi los niveles de oxígeno actuales, sólo un poco por debajo de 0,2 atm. Los océanos poco profundos se oxigenaron totalmente, mientras que los profundos se mantuvieron anóxicos, salvo en la superficie.

#### Etapa 5

Últimos 0,54 Ga *adp*. Los niveles de oxígeno atmosférico superaron los actuales alcanzando probablemente un valor máximo de 0,3 atm durante el periodo carbonífero, para luego descender a los valores actuales. La oxigenación de los océanos profundos fue fluctuante.



**Figura VI.17.** Evolución estimada del contenido atmosférico de oxígeno. Las líneas superior e inferior indican el rango de las estimaciones. Las etapas indican diferentes tendencias en el aumento de oxígeno atmosférico.



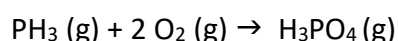
Actualmente hay consenso respecto a que la mayor parte del oxígeno molecular presente en la atmósfera es de origen biológico, generado, principalmente como residuo en la reacción redox más importante de nuestro planeta: la fotosíntesis. La producción de oxígeno fotosintético está balanceada por el consumo que resulta de la respiración y la combustión.

La fotosíntesis, la respiración y la combustión comprenden una serie muy importante de ecuaciones redox que involucran tanto sustancias inorgánicas como orgánicas. Serán discutidas en VII.11.1.

#### *VI.2.10. Reacciones redox que han hecho historia: la luz mala*

El texto que sigue dejará desconformes a escépticos —se afirma que la luz mala existe, que es capaz de seguir a las personas y si las alcanza, puede causarles graves daños— y a crédulos, porque los fuegos fatuos (de eso se trata) son consecuencia de las reacciones redox en las que participan compuestos del fósforo, sin relación con las almas en pena.

Cuando un cadáver de un animal grande como una vaca o un caballo queda tirado en el campo, la descomposición de los compuestos órgano-fosforados en su interior ocurre mediante reacciones redox en ausencia de oxígeno. En estas condiciones se produce un gas incoloro, el trihidruro de fósforo, fosfano, fosfina o fosfamina, PH<sub>3</sub>. Una vez que se desprende entra en contacto con el oxígeno del aire y arde espontáneamente con una llama de color blanco azulado muy brillante, con desprendimiento de vapores de ácido fosfórico.



El fosfano es un poderoso reductor sumamente tóxico. La visualización de los fuegos fatuos sólo es posible de noche. Por ser su densidad 1,184 veces la del aire, el fosfano se queda a ras del suelo, ardiendo con su fantasmagórica luz. Si alguien pasa cerca, el aire desplazado por el caminante arrastra tras de sí la burbuja de fosfano, que obviamente, “lo sigue”. Si eventualmente “lo alcanza”, la toxicidad del gas le generará malestar. La luz mala es mala, malísima.

El fosfano es muy escaso en la naturaleza por su inestabilidad. Suele aparecer por lapsos cortos mezclado con el gas metano de los pantanos asociado a la descomposición de compuestos orgánicos fosforados por bacterias anaeróbicas, que proliferan en ausencia de oxígeno.

Actualmente se lo detecta en la atmósfera, y es atribuido a emanaciones industriales. Es usado en las industrias de semiconductores, plásticos, e insecticidas. Constituye un riesgo laboral, y debe ser manipulado bajo condiciones estrictas de seguridad. El peligro se asocia con la inhalación, que produce náuseas y vómitos. Si las concentraciones son altas puede causar edema pulmonar y muerte.

Es interesante observar que en muchas culturas los fuegos fatuos se asocian a seres sobrenaturales, espíritus errantes que no pueden descansar en paz, y que buscan venganza, como la "luz mala", mito tradicional en Argentina y Uruguay.

### **VI.3. Reacciones de ácido-base y rédox que preocupan**

#### *VI.3.1. El drenaje ácido de minas*

La minería, ya sea en su versión tradicional de galerías, o en la explotación a cielo abierto desarrollada más recientemente, es una actividad de alto riesgo laboral y muy contaminante. En la última modalidad el peligro para los mineros ha disminuido notablemente, pero los impactos ambientales son mucho mayores por la envergadura de los emprendimientos. Un problema serio de contaminación en el mediano y largo plazo es el drenaje ácido de minas, DAM.

El DAM está vinculado principalmente a los sulfuros metálicos, (piritas), minerales carentes de valor económico, pero siempre presentes en los diferentes tipos de roca. Quedan acumulados en las escombreras (residuos de roca triturada) y en los diques de cola. Éstos son lagunas de líquidos remanentes de los procesos extractivos de los minerales de interés, como el oro y otros componentes valiosos.

Las piritas en el interior de las rocas son muy estables, pero cuando quedan expuestas a las condiciones de superficie (abundancia de oxígeno y humedad), comienza un proceso de oxidación que termina en la formación de ácido sulfúrico.

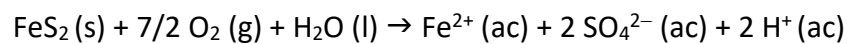
El material de escombreras suele contener cantidades variables de pirita de hierro  $S_2Fe$  (oro de los tontos), el mineral más frecuente, Figura VI.18, aunque también participan sulfuros de otros metales, como arsenopirita,  $FeAsS$ ; esfalerita,  $ZnS$ ; galena,  $PbS$ ; calcopirita,  $CuFeS_2$ ; y cinabrio,  $HgS$ , dependiendo del tipo de roca.



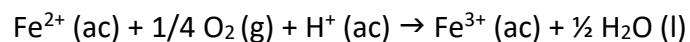
**Figura VI.18.** La pirita de hierro,  $\text{FeS}_2$ , u “oro de los tontos”. La oxidación de este mineral es responsable del drenaje ácido de minas.

La pirita de hierro, en presencia de oxígeno y agua, por acción de bacterias muy especializadas, genera elevadas concentraciones de ácidos por oxidación de sulfuro y de  $\text{Fe(II)}$ , con formación de ácido sulfúrico y  $\text{Fe(III)}$ , cuya presencia se detecta por el característico color rojo anaranjado que adquieren las aguas de los arroyos contaminados por el DAM.

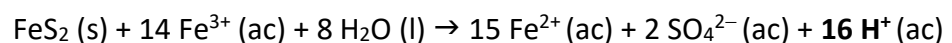
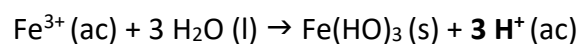
A partir del  $\text{FeS}_2$ , el proceso se inicia con la oxidación del azufre, que pasa de  $\text{S(I)}$  en la pirita a  $\text{S(VI)}$  en el sulfato, con liberación de  $\text{Fe(II)}$  y la reducción de  $\text{O}_2$  a  $\text{H}_2\text{O}$ . El pH baja notablemente, consecuencia de la formación de ácido sulfúrico.



El  $\text{Fe(II)}$  se oxida por acción del oxígeno del aire en un proceso lento que puede durar varios años.



El  $\text{Fe}^{3+}$  es un catión muy ácido y puede seguir varias vías de reacción:



El resultado final es la liberación de cantidades importantes de ácido sulfúrico que se disuelve en el agua de lluvia. Ésta alimenta los arroyos y también se infiltra, contaminando las capas de agua subterránea, Figura VI.19. El brusco descenso del pH de las aguas lixiviadas favorece la disolución de otros componentes, principalmente metales pesados (cobre, cinc, plomo, cadmio, mercurio, etc.) que, de otra manera, hubieran quedado retenidos en los minerales insolubles constitutivos de las rocas.

El proceso puede demorar años en iniciarse, pero una vez que ha comenzado es muy difícil de detener. El ácido sulfúrico producido proporciona un medio en el que prosperan los microorganismos específicos que oxidan los minerales, produciendo una reacción en cadena. Minas de plomo que operaban en la época del Imperio Romano siguen produciendo DAM en la actualidad.

La reacción que hemos analizado es una de las tantas que son simultáneamente de ácido base y de óxido reducción.



**Figura VI.19.** El drenaje ácido de minas causa severos problemas ambientales en el Río Tinto, Huelva, Andalucía, España. El color anaranjado es debido al Fe(III).

Aunque los factores que generan el DAM se entienden bien, hay pocos datos de seguimiento a largo plazo que permitan predicciones confiables sobre sus alcances en

un sitio dado. Si una prueba de laboratorio muestra la producción de  $H_2SO_4$ , es muy difícil predecir cuándo va a empezar el DAM, el grado de acidez que alcanzará y el tenor de cationes metálicos que contendrán las aguas que filtren de las escombreras.

En la Universidad Nacional de Salta se estudiaron los efectos del DAM de Mina La Concordia, en la Puna de Salta y de Mina Pan de Azúcar, en la Puna de Jujuy. Estas minas fueron abandonadas hace más de dos décadas, sin un adecuado tratamiento de cierre, y en ambos casos puede constatarse actualmente el drenaje ácido, con todas sus implicancias ambientales.

Se considera que, una vez que las corrientes de DAM alcanzan las capas de agua subterránea, los componentes disueltos, principalmente las sales de los metales pesados, contaminan los acuíferos por décadas.

### *VI.3.2. El smog londinense o húmedo*

Otras de las consecuencias dañinas de la pirita de hierro es que crea un problema serio de contaminación del aire, el smog húmedo o smog londinense. El término smog surge de la combinación de dos palabras inglesas, *smoke* (humo) y *fog* (niebla). El fenómeno es conocido desde hace varios siglos, y se origina en la quema de carbón de piedra como calefacción hogareña. Este combustible contiene hasta un 7% de pirita de hierro, cuya oxidación añade al humo de la combustión principalmente óxidos de azufre. El humo contiene, además, partículas de hollín.

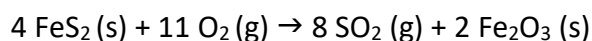
La niebla se forma por condensación de la humedad ambiente (muy elevada en el archipiélago británico) sobre las partículas de hollín que actúan como núcleos de condensación.

El problema ya se menciona en obras de Shakespeare del año 1600, y también en los escritos de John Evelyn, (1620-1706), escritor y especialista en temas forestales, arte, cultura y política inglesa del siglo XVII. En 1684 escribía lo siguiente:

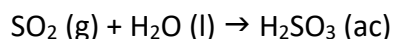
*“Londres, a causa de la frialdad del aire que impide el ascenso del humo, estaba tan lleno de vapor hollinoso que difícilmente se podía ver a través de la calle y llenaba los pulmones de gruesas partículas, obstruyendo el pecho y dificultando la respiración”*

El escrito hace mención a los factores físicos que favorecen el proceso, tales como la formación de una capa de aire frío atrapada debajo de otra de mayor temperatura que impide el mezclado vertical del aire (inversión térmica) y, en consecuencia, la dispersión de los contaminantes. Este proceso atmosférico se denomina inversión térmica. Lo que en realidad dificultaba la respiración eran las gotas de niebla cargadas de

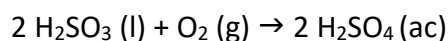
ácido sulfúrico, formado en una secuencia de reacciones rédox y ácido base. Las principales reacciones globales son:



Por hidratación el dióxido de azufre,  $\text{SO}_2$ , se transforma en ácido sulfuroso,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , sin que cambie el estado de oxidación del S (IV):



En presencia de trazas de metales como hierro o manganeso, incluso partículas de carbono del hollín, se cataliza la oxidación del ácido sulfuroso a sulfúrico:



El ácido sulfúrico es altamente higroscópico y con la humedad del aire forma micro gotas en suspensión, que dan lugar a nieblas densas y de alta acidez. El uso hogareño del carbón de piedra fue prohibido en Londres a mediados del siglo pasado, luego de haber ocurrido eventos catastróficos de smog. En un episodio particularmente severo acaecido en Londres en el invierno de 1952, se registraron alrededor de 4.000 muertes, Figura VI.20.



**Figura VI.20.** Smog húmedo. Columna de Nelson en la Plaza Trafalgar, en Londres, durante el gran episodio de smog en diciembre de 1952.

### VI.3.3. El smog fotoquímico, oxidante o seco

Contrariamente al smog londinense, que se acentúa con la humedad y el frío, el smog fotoquímico ocurre principalmente en días secos, soleados y calurosos.

Típico de ciudades como Los Ángeles, México, San Pablo, Santiago de Chile, el fenómeno se dispara en respuesta a los contaminantes que libera, principalmente, el parque automotor. Otro componente esencial son las barreras topográficas que dificultan la dispersión de los contaminantes. Son afectadas las ciudades en el fondo de los valles, como Los Ángeles, EE.UU., o aquellas en las que los gases quedan atrapados entre una cadena montañosa y los vientos que soplan desde el mar, como Santiago de Chile.

A pesar de que se libera una cantidad importante de contaminantes precursores, Buenos Aires prácticamente no padece smog, gracias al Pampero, un viento que sopla desde el interior del continente hacia el mar y limpia la atmósfera de la ciudad.

El smog fotoquímico es una mezcla de productos gaseosos y particulados que se forman por una serie complicada de reacciones fotoquímicas y químicas. Lo que sale de los caños de escape de los automotores, contaminación primaria, no es smog sino los ingredientes necesarios para formarlo. Los principales precursores del smog son:

#### Óxidos de nitrógeno NO<sub>x</sub>

Monóxido y dióxido de nitrógeno, NO y NO<sub>2</sub>, formados por efecto de las altas temperaturas en el interior de los motores de combustión. El dióxido de nitrógeno es fotoactivo (reacciona por acción de la luz solar) convirtiéndose en monóxido de nitrógeno. Son los iniciadores del proceso.

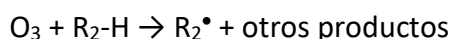
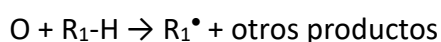
#### Compuestos orgánicos volátiles, R-H

Hidrocarburos no quemados, disolventes, componentes muy volátiles del combustible, y sorprendentemente, emanaciones de compuestos naturales provenientes de la vegetación, como los olores de algunas hojas y flores.

### *Mecanismos de formación del smog fotoquímico*

Para que se desencadene la formación de smog fotoquímico son necesarias inversiones térmicas que concentren los contaminantes primarios. Una vez que el NO<sub>2</sub> ingresa al aire, absorbe fotones de la energía adecuada y se fotodisocia con la liberación de oxígeno atómico altamente reactivo, el que ataca a las moléculas de oxígeno formando ozono O<sub>3</sub>. Esta reacción se ve muy favorecida por las temperaturas elevadas, de modo que ocurre con mayor intensidad en los días calurosos del verano.

Tanto el oxígeno atómico como el ozono reaccionan con los compuestos orgánicos volátiles, R-H:



R<sup>•</sup> es un radical libre, una especie que posee un electrón desapareado y por lo tanto es muy reactiva.

Los radicales libres en presencia de oxígeno y de óxidos de nitrógeno, a través de una serie larga y complicada de reacciones químicas, dan como producto final una mezcla de peróxidos orgánicos nitrogenados, por ejemplo, peroxiacetil nitrato (PAN) que polimerizan para dar aerosoles de color amarronado que dificultan la visibilidad, Figura VI.21.

Los NO<sub>x</sub> abundan a la mañana temprano, en las horas pico de tránsito, mientras que los peróxidos orgánicos se acumulan al final de la tarde, cuando las reacciones han tenido el tiempo necesario para ocurrir.

El smog afecta la salud de las personas y deteriora los objetos por su poder oxidante, y es particularmente nocivo para la vegetación.

El aire de la ciudad de Córdoba contiene cantidades importantes de contaminantes primarios, pero no ocurre la formación del smog. Esto se debe a que las inversiones térmicas se producen en invierno, cuando las temperaturas son insuficientes para que se forme ozono.





**Figura VI.21.** Smog fotoquímico. Centro de Santiago, Chile, al atardecer. Invierno de 2003. La ciudad está situada en una caldera de aproximadamente 50 km de diámetro a 500 m sobre el nivel del mar, rodeada por montañas costeras al Norte y al Sur, y la Cordillera de los Andes por el Este.

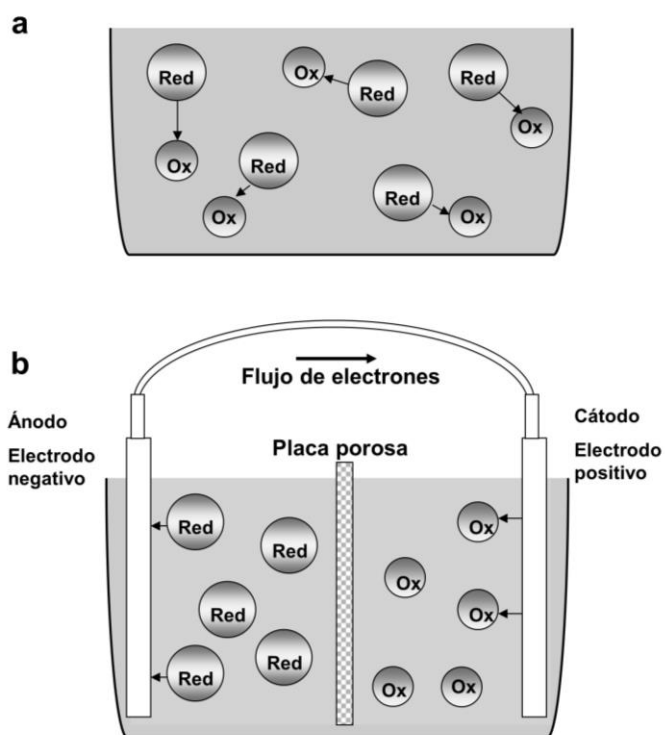
#### **VI.4. Aplicaciones tecnológicas de las reacciones rédox. Las celdas electroquímicas**

Las tablas de potenciales de óxido-reducción nos indican que es posible, mediante reacciones químicas, generar diferencias de potencial eléctrico, las que se relacionan, indefectiblemente, con separación de cargas y trabajo eléctrico.

Cuando las especies capaces de intercambiar cargas, los oxidantes y los reductores, se encuentran en solución, los electrones se transfieren sin que haya ninguna manifestación exterior. Sin embargo, la tecnología ha diseñado dispositivos en los que el flujo de electrones va desde las especies reductoras hacia las oxidantes por un circuito externo. Las hemirreacciones de oxidación y de reducción ocurren en compartimientos separados, pero conectados por un cable conductor externo por donde fluyen los electrones y por una placa porosa o un material permeable al paso de los iones, el puente salino, que conecta las soluciones (electrolitos) de ambos compartimientos. La conexión entre el cable externo y la solución tiene lugar en los electrodos, el ánodo y el cátodo.

Estos dispositivos son las celdas electroquímicas, y pueden funcionar según dos modalidades: celdas galvánicas y celdas electrolíticas. Ver Figura VI.22. En ambos tipos,

la oxidación ocurre en el ánodo y la reducción en el cátodo. Lo que cambia de un tipo de celda al otro es la polaridad de los electrodos.



**Figura VI.22.** a. El oxidante y el reductor en la misma solución. b. Esquema de una celda electroquímica. El oxidante y el reductor se encuentran en compartimientos separados por una placa porosa que permite el paso de los iones. Se indica el flujo espontáneo de los electrones a través de un cable exterior, desde el ánodo, donde la especie Red se oxida, hasta el cátodo, donde la especie Ox se reduce.

### Celdas galvánicas o baterías

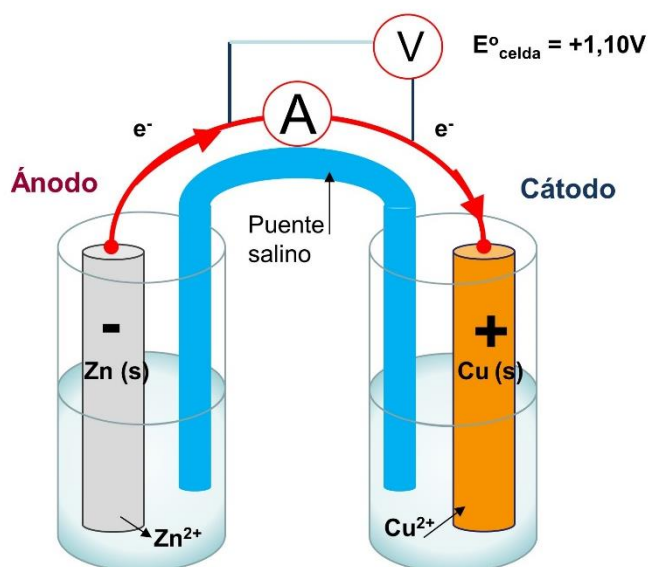
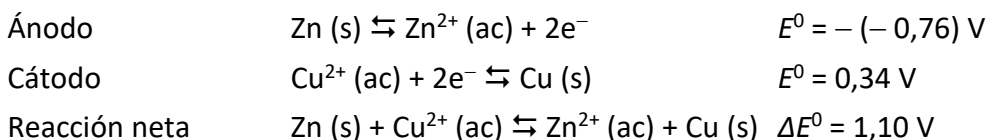
Son las celdas electroquímicas que generan energía eléctrica a partir de reacciones redox espontáneas. Liberan la energía química almacenada en las uniones químicas de los reactivos como energía eléctrica, no bajo la forma de calor propio de las combustiones. Son dispositivos que usamos en la vida diaria y que solemos llamar pilas. El nombre deriva de la primera batería construida en 1800 por Volta, consistente en una serie de discos de cobre y de zinc, de unos 3 cm de diámetro, "apilados" unos sobre otros y separados por trozos de fieltro impregnados de agua con sal.

Los electrones fluyen espontáneamente según la diferencia de potencial, generando trabajo eléctrico. El ánodo es el polo negativo y el cátodo, el positivo.

En la Figura VI.23 se muestra un esquema de una celda galvánica muy difundida, la celda de Daniell. El ánodo es una barra de zinc sumergida en una solución de sulfato de zinc y el cátodo es una barra de cobre en una solución de sulfato de cobre. De acuerdo con la tendencia espontánea de ambos metales, en el ánodo el zinc metálico se oxida liberando cationes  $Zn(II)$  a la solución, mientras que en el cátodo el catión  $Cu(II)$  se reduce depositándose sobre el electrodo de cobre metálico. Los cationes fluyen a través

del puente salino desde la solución de sulfato de zinc en el ánodo, hacia la solución de sulfato de cobre en el cátodo, mientras que los aniones lo hacen en el sentido contrario.

Las reacciones que tienen lugar son las siguientes:



**Figura VI.23.** Una celda galvánica, la pila de Daniell. A es un amperímetro que mide la intensidad de la corriente que circula y V es un voltímetro que indica el potencial de la batería.

Las celdas galvánicas tienen como objetivo principal la obtención de energía, y actualmente se utilizan masivamente en todos los aparatos electrónicos, marcapasos, teléfonos, computadoras, etc. Las baterías de plomo ácido se usan en los vehículos automotores, y otro tipo de baterías se emplean en vehículos eléctricos y en muchas otras aplicaciones. Hay baterías descartables y recargables.

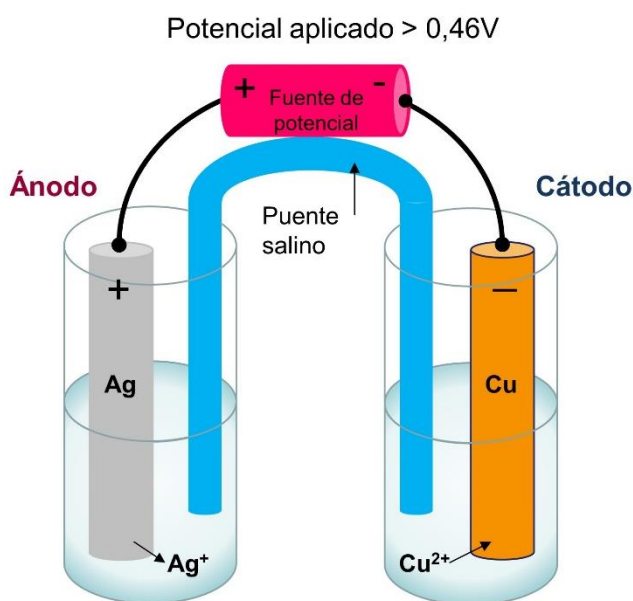
### Celdas electrolíticas

Mientras que en una batería se utiliza una reacción química espontánea para producir trabajo eléctrico, en una celda electrolítica se emplea trabajo eléctrico para que ocurra una reacción redox no espontánea. Esta energía es aportada por una fuente de voltaje exterior conectada a los electrodos de la celda electrolítica.

En la Figura VI.24 se ha esquematizado una celda electrolítica donde se logra depositar cobre metálico a expensas de la disolución de plata metálica, lo cual es lo contrario del sentido espontáneo de la reacción. Las reacciones son las siguientes:

|               |   |                                 |
|---------------|---|---------------------------------|
| Ánodo         | $2 \text{ Ag (s)} \rightleftharpoons 2 \text{ Ag}^+ \text{ (ac)} + 2 \text{ e}^-$                               | $E^0 = - (0,80) \text{ V}$      |
| Cátodo        | $\text{Cu}^{2+} \text{ (ac)} + 2 \text{ e}^- \rightleftharpoons \text{Cu (s)}$                                  | $E^0 = 0,34 \text{ V}$          |
| Reacción neta | $2 \text{ Ag (s)} + \text{Cu}^{2+} \text{ (ac)} \rightleftharpoons 2 \text{ Ag}^+ \text{ (ac)} + \text{Cu (s)}$ | $\Delta E^0 = - 0,46 \text{ V}$ |

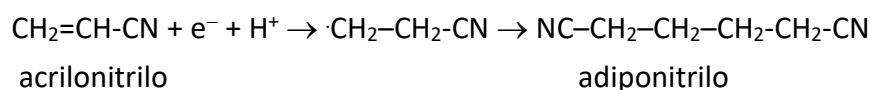
Por ser  $\Delta E^0$  negativo la reacción no puede ocurrir, a menos que desde una batería externa se aplique un potencial positivo mayor que 0,46 V. Este proceso es equivalente a llevar agua desde un nivel inferior a otro superior mediante el uso de una bomba.



**Figura VI.24.** Una celda electrolítica donde se deposita cobre metálico a expensas de la disolución de la plata. La fuente de voltaje exterior invierte el sentido espontáneo de la reacción con consumo de energía eléctrica.

El objetivo de las celdas electrolíticas es la obtención de determinados productos cuya síntesis por otros medios es difícil o muy costosa. Un ejemplo de aplicación industrial es el proceso Baizer, que consiste en la reducción electroquímica de acrilonitrilo para formar un intermediario con un electrón desapareado (radical) el que luego se dimeriza para formar adiponitrilo. Este compuesto es el monómero utilizado en la producción del nailon. La solución electrolítica es agua con sustancias surfactantes y otras sales. Los electrodos son placas de acero inoxidable, y el cátodo está tratado convenientemente para evitar la reducción de los protones.

La reacción catódica es la siguiente:



El proceso Baizer es considerado, por su envergadura, uno de los más importantes de la industria química.

## VI.5. Los compuestos complejos

Además de las reacciones de ácido-base y óxido-reducción discutidas en los puntos anteriores, existe otro grupo de reacciones sumamente importantes tanto desde el punto de vista de la química teórica, como por sus implicancias biológicas y la amplia gama de aplicaciones tecnológicas: la química de los compuestos complejos.

Los *complejos* de coordinación, compuestos complejos o simplemente complejos, son un tipo de sustancias de amplia difusión en la naturaleza y en los laboratorios. Pueden tener existencia independiente, bajo formas neutras, o formar sales, en cuyo caso hablamos de iones complejos. Otras veces forman parte de macromoléculas, como centros activos de muchas metaloenzimas y de proteínas. Tal es el caso de la hemoglobina y de la clorofila, que discutiremos en el Capítulo VIII. Varias macromoléculas poseen en su estructura gran cantidad de grupos funcionales capaces de formar complejos, como los ácidos constituyentes del humus, muy importante en los suelos como reservorios de nutrientes minerales.

La química de los complejos es sumamente rica, y es transversal a la química inorgánica, orgánica y biológica.

### VI.5.1. Estructura de los complejos

Los complejos constan, mayoritariamente, de un catión metálico, el *catión central* o núcleo del complejo, al cual se unen estrechamente los *ligandos*, que pueden ser moléculas, aniones, o grupos funcionales orgánicos, en un número que depende de la configuración electrónica del catión central.

#### VI.5.1.1. El Cation Central y los Ligandos

Para que un catión metálico pueda ser el centro de un complejo debe poseer orbitales que puedan aceptar pares electrónicos de los ligandos. Son ácidos de Lewis. Tal es el caso de los metales de transición, con orbitales d incompletos, pertenecientes a los grupos III al IX de la Tabla Periódica. A ellos se suman los metales del grupo II, (principalmente calcio y magnesio) y grupo XII (zinc, cadmio y mercurio) que están, en la Tabla periódica, inmediatamente antes o después de los grupos correspondientes a

las series de elementos de transición, respectivamente. Los cationes de menor tamaño y mayor carga (alta relación carga/tamaño) forman los complejos más estables. La configuración electrónica del ion central determina su número de coordinación y la energía de unión entre el metal y el ligando.

Los ligandos son aniones o moléculas polares que tienen al menos un par electrónico no compartido que participa en la formación de una unión química específica con el ión central. Tal es el caso de los aniones cianuro (CN<sup>-</sup>), sulfocianuro (SCN<sup>-</sup>), fluoruro (F<sup>-</sup>), cloruro (Cl<sup>-</sup>), oxidrilo (HO<sup>-</sup>), etc. o moléculas polares como agua (H<sub>2</sub>O), amoníaco (NH<sub>3</sub>), monóxido de carbono (CO), etilendiamina (NH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-NH<sub>2</sub>), a los que se suman grupos presentes en moléculas orgánicas, como el radical carboxilo, (—COOH)<sup>8</sup>. Todos los ligandos se comportan como bases de Lewis.

Los ligandos que forman el complejo pueden ser iguales o diferentes. El conjunto de los ligandos constituye la *esfera de coordinación*, y el número de pares electrónicos que el ión central recibe de los ligandos se denomina *número de coordinación*, *n*. Puede variar entre dos y nueve, aunque los más frecuentes son dos, cuatro y seis, siendo estos últimos los más abundantes. Este número coincide con la cantidad de ligandos cuando cada uno de ellos aporta un único par de electrones. Las estructuras más frecuentes son:

|          |                 |   |
|----------|-----------------|---|
| $n = 2:$ | ML <sub>2</sub> | lineal  |
| $n = 4$  | ML <sub>4</sub> | plana tetragonal o tetraédrica, dependiendo de M. |
| $n = 6$  | ML <sub>6</sub> | octaédrica  |

#### VI.5.1.2. Ejemplos de formación de complejos

La formación de los iones complejos puede describirse como una o varias reacciones químicas, cada una de ellas caracterizada por una constante de equilibrio. Cuanto mayor es el valor de esta constante más estable es el complejo formado. Dado un catión metálico M y un ligando L, pueden plantearse los siguientes equilibrios para las etapas sucesivas de formación del complejo, donde el número de etapas dependerá de las condiciones de la reacción y de *n*, el número de coordinación del ión central.



<sup>8</sup> Los radicales orgánicos se discuten en el capítulo VIII.

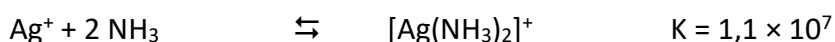
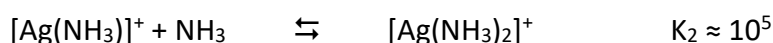
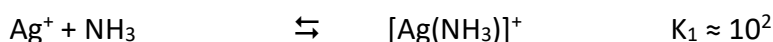


La formación del complejo tendrá una constante global K, resultante de la suma de las etapas parciales, y por lo tanto su valor resulta de la multiplicación de las constantes de equilibrio de cada una de ellas.



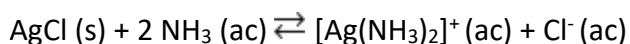
La fórmula de los complejos se escribe entre corchetes, y su carga resulta de la suma algebraica de las cargas del ión central y de los ligandos, indicados entre paréntesis. Veamos algunos ejemplos.

n = 2      Diamín plata (I)       $[Ag(NH_3)_2]^+$       Estructura lineal  
 Ión central:  $Ag^+$   
 Ligando:  $NH_3$



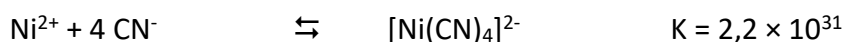
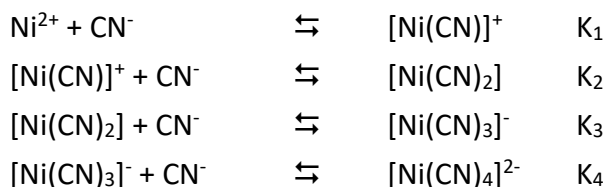
Los valores numéricos de las constantes de estabilidad o de formación de los complejos son fuertemente dependientes de la concentración salina y del pH de la solución, condiciones que se especifican en las tablas.

El elevado valor de la constante K para el complejo de plata con amoníaco explica por qué el cloruro de plata,  $AgCl$ , se disuelve en solución amoniacal:

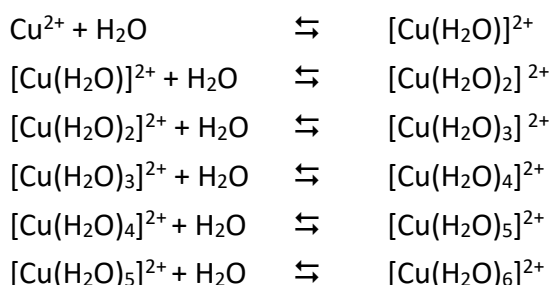


$$K \approx K_{complejo} \times K_{ps_{AgCl}} = 1,1 \times 10^7 \times 1,8 \times 10^{-10} \approx 0,002$$

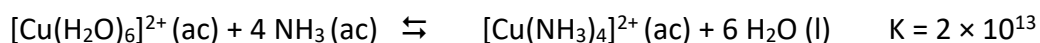
n = 4      tetraciano níquel (II)       $[Ni(CN)_4]^{2-}$       Estructura tetraédrica  
 Ión central:  $Ni^{2+}$   
 Ligando:  $CN^-$



n = 6      Hexacuocobre (II)     $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$       Estructura octaédrica  
 Ión central:  $\text{Cu}^{2+}$   
 Ligando:  $\text{H}_2\text{O}$

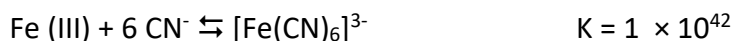


El complejo hexacuocobre (II) es celeste, pero se vuelve azul si se agrega amoníaco a la solución. Este cambio se debe a que el amoníaco desplaza al agua en la esfera de coordinación del complejo, formando  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  (color azul), más estable que  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ .



Dependiendo de las concentraciones relativas de agua y amoníaco, pueden formarse complejos con esferas de coordinación donde participen ambos ligandos, como por ejemplo  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_2]^{2+}$ .

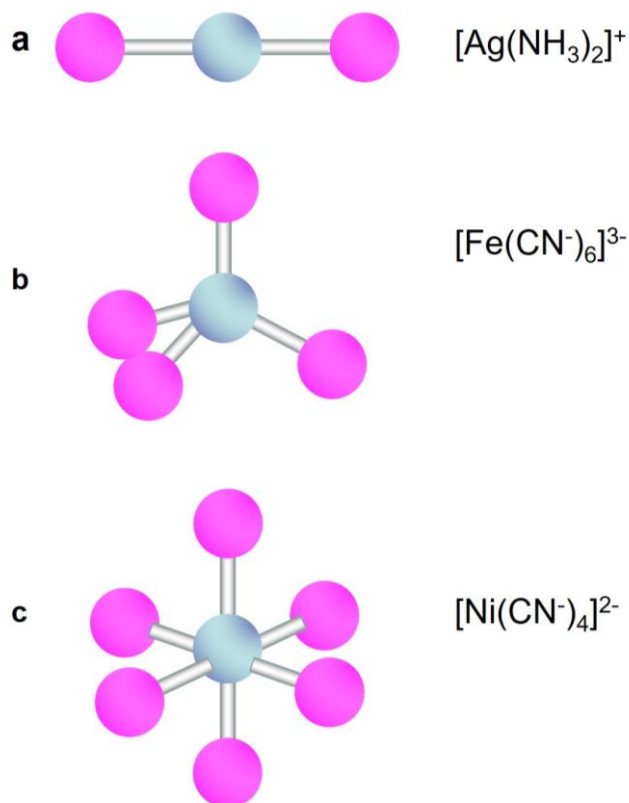
Otro ejemplo de complejo sumamente estable es el hexaciano hierro (III),  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ , de estructura octaédrica.





Los complejos de hierro con ligandos orgánicos son sumamente importantes en los sistemas ambientales y en biología, y serán discutidos en el capítulo VII, dedicado a la química del carbono.

En la Figura VI.25 se muestran las estructuras de algunos complejos.



**Figura VI.25.** Estructuras de algunos complejos. **a.** diamina plata (I), lineal. **b.** tetraciano níquel (II), tetraédrico. **c.** tetraciano hierro (III), octaédrico.

Las propiedades físicas, químicas y biológicas de los complejos, llamativas y particulares, difieren significativamente de las propias del ión central y de los ligandos. Así, los complejos presentan una amplia gama de colores, que dependen del ión central, de su carga y de la naturaleza de los ligandos, aunque cada uno de ellos por separado sea incoloro, como se discutirá en el Capítulo IX. Tanto el ión central como los ligandos tienen identidad propia y estabilidad fuera del complejo.

*¿Cuántos “dientes” tiene un ligando?*

Cuando un ligando es capaz de unirse a un único sitio de coordinación se dice que es *monodentado*, como es el caso de los ligandos  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CN}^-$  y  $\text{H}_2\text{O}$  de los ejemplos anteriores, que sólo poseen un par de electrones disponible para establecer la unión con el ión central.

Otras moléculas o iones con mayor número de átomos pueden poseer dos o más grupos capaces de establecer uniones con el ión central: si son dos se denominan *bidentados*, tres, *tridentados* y más, *polidentados*. Este tipo de complejos se denominan quelatos.

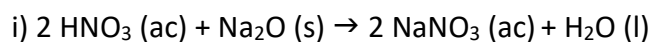
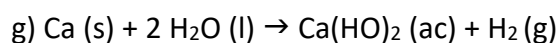
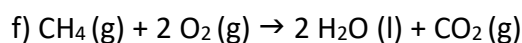
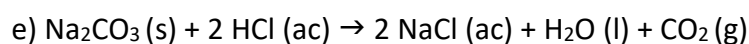
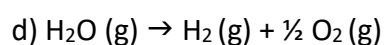
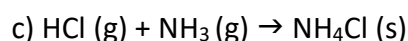
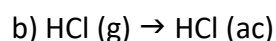
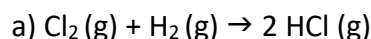
Los ligandos de los quelatos son moléculas orgánicas. Serán discutidos en el capítulo VII, una vez analizadas las propiedades de los compuestos del carbono. En el capítulo IX, punto IX.7.1. analizaremos un aspecto característico de muchos complejos: sus colores.

## ACTIVIDADES DEL CAPÍTULO VI

### VI.6. Actividades con lápiz y papel para afianzar conceptos

#### VI.6.1. Reconocimiento de reacciones. ¿Quién es quién?

Dadas las siguientes reacciones químicas:



1. Indique cuáles son reacciones ácido – base y cuáles son rédox.
2. Para cada reacción rédox, identifique el oxidante y el reductor.
3. Evalúe los cambios en  $N_{ox}$  que se producen en cada reacción rédox.

#### VI.6.2. Hablemos un poco de ácidos, bases y sales

1. Comente en grupo las implicancias del concepto de ácido-base según Arrhenius, Bronsted-Lowry y Lewis.
2. Discuta en grupo sobre la posible estructura del protón hidratado en las soluciones acuosas.
3. ¿Cuál es el significado físico de  $K_w$ ?
4. Discuta los conceptos de ácido monoprótico y poliprótico. Escriba las reacciones de formación de las siguientes sales:  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  y  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .
5. Busque datos bibliográficos sobre los usos industriales del ácido sulfúrico.

#### VI.6.3. Perdamos el miedo a los cálculos de pH

1. Comente la utilidad de una escala logarítmica para expresar la concentración de protones.

2. Calcule el pH y el pOH de las siguientes soluciones, todas de concentración  $5,2 \times 10^{-3}$  M:
- HI sabiendo que el ácido iodhídrico es un ácido fuerte
  - ácido cloroacético  $\text{CH}_2\text{Cl-COOH}$ ,  $K_a = 1,4 \times 10^{-3}$
  - ácido fórmico  $\text{HCOOH}$ ,  $K_a = 1,7 \times 10^{-4}$
  - ácido acético  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $K_a = 1,75 \times 10^{-5}$
  - KHO sabiendo que el hidróxido de potasio es una base fuerte
  - Amoníaco  $\text{NH}_3$ ,  $K_b = 1,7 \times 10^{-5}$
3. Estime cualitativamente si las siguientes soluciones, todas de concentración  $5,2 \times 10^{-3}$  M serán ácidas, neutras o alcalinas. Tome en cuenta los datos del punto 2.
- ioduro de potasio, KI
  - cloroacetato de potasio,  $\text{CH}_2\text{ClCOOK}$
  - formiato de potasio,  $\text{HCOOK}$
  - formiato de amonio,  $\text{HCOONH}_4$
  - acetato de potasio,  $\text{CH}_3\text{COOK}$
  - acetato de amonio,  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$
4. Ordene cualitativamente las soluciones anteriores de acuerdo con sus valores crecientes de pH.
5. a) ¿Qué entiende por solución reguladora, tampón o buffer? b) Se preparan soluciones mezclando concentraciones iguales de los siguientes compuestos:
- KI + HI
  - $\text{CH}_2\text{ClCOOK} + \text{CH}_2\text{ClCOOH}$
  - $\text{HCOOK} + \text{HCOOH}$
  - $\text{CH}_3\text{COOK} + \text{CH}_3\text{COOH}$
  - $\text{NaCl} + \text{NaHO}$

Indique cuáles mezclas tienen capacidad de regular el pH y alrededor de qué valor lo hacen. Busque en las tablas los datos necesarios.

#### VI.6.4. Algo de paleontología

La cueva de Lascaux, Francia, formada en terrenos de calcita, contiene invaluables muestras del arte rupestre del paleolítico, con pinturas policromas de animales y escenas de caza. La edad aproximada varía entre 17 000 y 18 600 años. Descubierta en 1940, el público tuvo acceso en 1945. Diez años después, el dióxido de carbono producido por la respiración por los 1200 visitantes diarios deterioró significativamente las pinturas. La cueva fue cerrada al público en 1963.

¿Qué procesos químicos habrían sido potenciales responsables del deterioro de las paredes de la cueva? ¿Podría escribir las reacciones posibles que expliquen lo ocurrido?

#### VI.6.5. Hablemos también de oxidantes y de reductores

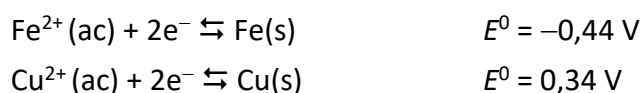
1. Mencione procesos rédox de relevancia en la vida cotidiana.
2. ¿Qué caracteriza a una reacción química para que pueda ser considerada como de oxidación o de reducción?
3. Comente el origen de los términos oxidación y reducción.
4. ¿Los elementos de altos valores de electronegatividad pueden ser oxidantes o reductores?
5. ¿Por qué los elementos más electronegativos se ubican a la derecha de la Tabla Periódica?
6. Comente la utilidad del concepto de número de oxidación.
7. ¿Qué es el cardenillo de las estatuas y cómo se forma?
8. Se sabe que el oxígeno gaseoso no estaba presente en la atmósfera primitiva. Comente la Figura VI.17.

#### VI.6.6. Que nadie se achique ante una rédox

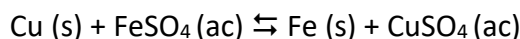
En esta sección analizaremos algunas reacciones rédox y trataremos de balancearlas. Para ello seguiremos las reglas enunciadas para los medios ácido y alcalino.

1. El calcio es un metal muy reactivo que se disuelve espontáneamente en agua con liberación de gas hidrógeno. a) Escriba y balancee la reacción correspondiente. b) La solución formada después de la reacción, ¿será ácida o alcalina? c) Indique cuál es la especie que se oxida y cuál la que se reduce.
2. Escriba y balancee las ecuaciones que describen la formación de ácido nítrico  $\text{HNO}_3$  en la atmósfera por la combinación de los gases  $\text{N}_2$  y  $\text{O}_2$  durante las tormentas eléctricas (punto VI.2.5).
3. El ácido nítrico disuelto en el agua de lluvia ataca tanto a las esculturas de mármol (carbonato de calcio,  $\text{CaCO}_3$ ) como a las de bronce. a) Escriba y balancee las correspondientes reacciones para ambos tipos de materiales. b) Señale cuál o cuáles de las reacciones planteadas son de ácido-base o de óxido-reducción. c) Indique las especies que se oxidan y las que se reducen.

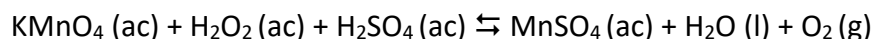
4. El cobre metálico se obtiene a partir de la pirita correspondiente  $\text{CuS (s)}$  por calcinación en presencia de oxígeno, con liberación de trióxido de azufre  $\text{SO}_3 \text{ (g)}$ , el que disuelto en agua se transforma en ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
- Escriba y balancee todas las reacciones que tienen lugar.
  - ¿Cuáles son reacciones redox?
  - Indique las especies oxidantes y reductoras que participan.
5. Según las siguientes cuplas redox:



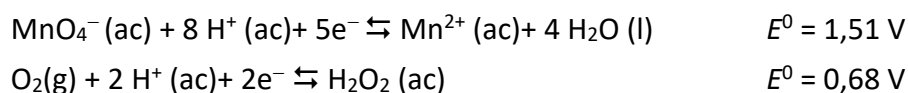
Indique cuál es el sentido espontáneo de la reacción y el valor de  $\Delta E^0$ :



6. Dada la siguiente reacción redox:



y las correspondientes hemirreacciones:



- Balancee la ecuación en el sentido espontáneo.
  - Indique las variaciones en los números de oxidación del Mn en los diferentes compuestos.
7. En las actividades del Capítulo IV, Experimento 6C, se genera el gas oxígeno a partir de permanganato de potasio con agua oxigenada en medio ácido. a) Copie la reacción. b) Identifique el oxidante y el reductor, c) escriba las dos hemirreacciones e iguale la ecuación neta.

### VI.7. Actividades para meter las manos

Las actividades propuestas son simples y seguras, pero requieren un espacio de laboratorio con un mínimo de instalaciones. Los insumos son de fácil acceso.

## Objetivos

Se pretende que, mediante estas prácticas, los alumnos puedan:

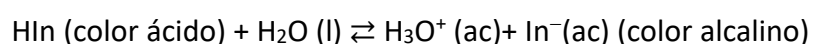
- Observar aspectos concretos de las reacciones ácido-base y óxido-reducción.
- Verificar el comportamiento de ácidos y bases fuertes y débiles.
- Familiarizarse con el uso de los indicadores de ácido-base.
- Comprender el funcionamiento de las soluciones reguladoras de pH o *buffers*.
- Utilizar reacciones rédox para detectar la presencia de sustancias reductoras u oxidantes.
- Discutir las posibles aplicaciones de las reacciones de ácido-base y de óxido-reducción.

### VI.7.1. Experimentos con ácidos, bases y sales

#### VI.7.1.1. Los indicadores ácido base y su utilidad

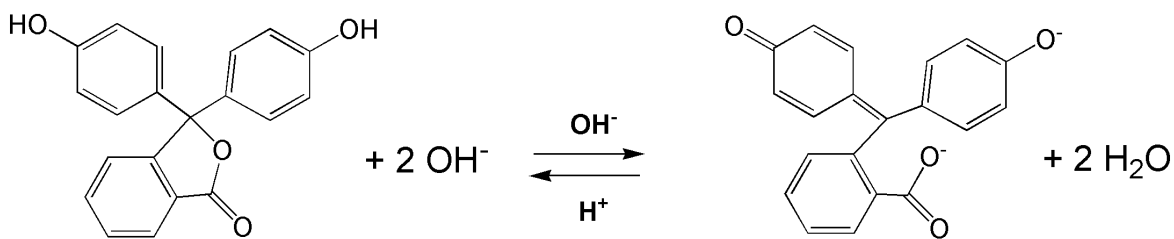
Un indicador es una sustancia cuyo color en solución depende de la acidez o basicidad del medio. El intervalo de pH al cual se observa el cambio de color se denomina intervalo de viraje del indicador. Contamos con numerosos indicadores ácido-base con virajes en diferentes intervalos de pH.

Un indicador ácido base es a su vez un ácido o una base débil cuyas formas asociada y disociada son de colores diferentes. Si representamos al indicador como el ácido débil HIn, su equilibrio de disociación es:



*Experimento 1. Reacción de un ácido fuerte con una base fuerte: ácido clorhídrico con hidróxido de sodio en presencia de fenolftaleína*

La forma asociada del indicador fenolftaleína es incolora y predomina en soluciones ácidas, pero la forma disociada, propia de las soluciones básicas es rosa fucsia. El intervalo de viraje del indicador es entre pH 8,3 y 10.



**Especie incolora (pH < 8,5)**

**Dianión  
Especie rosa (pH > 9)**

### Elementos a utilizar

- Ácido clorhídrico HCl 0,1 M
- Hidróxido de sodio NaHO 0,1 M
- Cloruro de sodio NaCl sólido
- Solución de fenolftaleína
- Agua
- 5 tubos de ensayo
- Una gradilla
- Espátula o cucharita plástica.

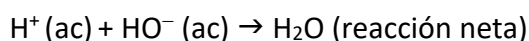
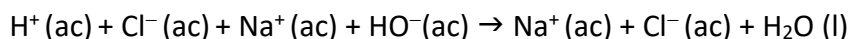
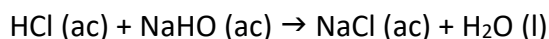
### Procedimiento

1. Rotule cinco tubos de ensayo como "A", "B", "C", "D" y "E".
2. Coloque en el tubo "A" 20 gotas de NaHO 0,1 M. Añada 20 gotas de HCl 0,1 M, agitando suavemente después del agregado de cada gota. ¿Hay algún indicio que permita asegurar que ha ocurrido una reacción química entre el ácido y la base?
3. Coloque en el tubo "B" una pizca de NaCl y añada agua hasta un tercio del volumen del tubo. Agite suavemente para disolver el sólido. Compare esta solución con la obtenida en el tubo "A".
4. Coloque en el tubo "C" 20 gotas de HCl 0,1 M y agregue 2 gotas de fenolftaleína. ¿Se observa algún cambio?
5. Coloque en el tubo "D" 20 gotas de NaHO 0,1 M y agregue 2 gotas de fenolftaleína. ¿Se observa algún cambio?
6. Coloque en el tubo "E" 20 gotas de HCl 0,1 M y agregue 2 gotas de fenolftaleína. Añada gota a gota NaHO 0,1 M, agitando suavemente después del agregado de cada gota, hasta observar un cambio permanente en la coloración de la solución. ¿Cuántas gotas fueron necesarias? Comparar los resultados obtenidos en los tubos "A", "B", "C" y "D". ¿Existen evidencias de la reacción química entre el ácido y la base?
7. Agregue dos gotas de fenolftaleína al tubo B. Observe y compare con el contenido del tubo "E".



### Explicación de lo ocurrido

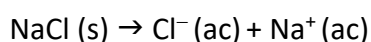
Cuando en el tubo A se mezclan la base fuerte NaHO con el ácido fuerte HCl ocurre la neutralización de ambos con formación de la sal neutra NaCl y agua. Las reacciones ocurren hasta completarse.



Lo que finalmente queda en el tubo es  $\text{Cl}^- (\text{ac}) + \text{Na}^+ (\text{ac})$

Dado que ni reactivos ni productos son coloreados, no existen indicios de que ocurra una reacción química a menos que realicemos una determinación experimental de las variaciones de pH. Una forma de hacerlo es mediante un indicador, en este caso la fenolftaleína.

En el tubo B, la disolución de la sal da los mismos iones que se obtienen por la neutralización en el tubo A:



Las soluciones de los tubos C y D permiten comprobar los colores de las formas asociadas y disociadas de la fenolftaleína.

En el tubo E, la solución inicial es ácida (HCl) por lo que el indicador está en su forma incolora. La solución permanecerá sin cambio de color, aunque se agregue NaHO mientras exista un exceso de HCl sin reaccionar. Bastará un pequeño exceso de NaHO con respecto al HCl para que aparezca una tenue coloración rosa.

Si el NaHO no reaccionase con el HCl, lo haría con la fenolftaleína desde su primer agregado al tubo de ensayo, por lo que la solución resultante sería fucsia ante el primer agregado de NaOH, no incolora.

*Experimento 2. Reacción de un ácido débil con una base fuerte: ácido acético con hidróxido de sodio en presencia de tres indicadores*

Veremos cómo el uso combinado de los indicadores naranja de metilo, azul de bromotimol y fenolftaleína permite establecer el intervalo de pH en soluciones con diferente grado de neutralización.

El intervalo de viraje del indicador naranja de metilo es 3,1 – 4,4. La forma ácida de color rojo es visible en soluciones de  $\text{pH} \leq 3,1$ , mientras que la forma alcalina, de

color amarillo se observa cuando  $\text{pH} \geq 4,4$ . Para el azul de bromotimol el intervalo de viraje es 6,0 – 7,6. La forma ácida es amarilla y la forma básica es azul.

### Elementos a utilizar

Ácido acético  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0,1 M

Hidróxido de sodio  $\text{NaHO}$  0,1 M

Soluciones de indicadores naranja de metilo, azul de bromo timol y fenolftaleína

Agua

9 tubos de ensayo

Gradilla

Pipeta graduada de 5 mL o en su defecto una probeta de 10 mL

Marcador para escribir sobre vidrio.

Alternativa: si no se dispone del reactivo ácido acético, se puede utilizar vinagre blanco o vinagre de alcohol, que es una solución de ácido acético de concentración 5% m/v, equivalente a 0,83 M, diuyéndola convenientemente hasta una concentración 0,1 M.

### Procedimiento

1. Ordenar de a tres los nueve tubos de ensayo, e identifíquelos como (IA, IB, IC), (IIA, IIB, IIC) y (IIIA, IIIB, IIIC).
2. Colocar en todos los tubos 2 mL de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0,1 M.
3. A los tres tubos A (IA, IIA y IIIA) agregar 2 mL de agua.
4. A los tres tubos B (IB, IIB y IIIB) agregar 1 mL de agua + 1 mL de  $\text{NaHO}$  0,1 M.
5. A los tres tubos C (IC, IIC y IIIC) agregar 2 mL de  $\text{NaHO}$  0,1 M.
6. A los tres tubos I (IA, IB, y IC) agregar 5 gotas de naranja de metilo.
7. A los tres tubos II (IIA, IIB, y IIC) agregar 5 gotas de azul de bromotimol
8. A los tres tubos III (IIIA, IIIB, y IIIC) agregar 5 gotas de fenolftaleína.

Agitar con cuidado cada tubo después del agregado del indicador.

- Fotografiar los tubos con los diferentes colores observados y establecer el intervalo posible de pH para la solución en cada uno. Ensamble las fotografías de modo de obtener una tabla de colores según el pH.
- Escribir la reacción de neutralización del  $\text{CH}_3\text{COOH}$  con  $\text{NaHO}$ , e indicar qué especies están presentes y el reactivo en exceso en cada tubo. ¿Se han formado soluciones buffer? ¿En cuáles tubos?

### VI.7.1.2. Las titulaciones ácido-base

Las reacciones de neutralización de ácidos y bases son muy útiles para cuantificar el contenido de ácido en una solución de concentración desconocida mediante el agregado de una solución de base cuya concentración se conoce, y viceversa. En los experimentos que siguen mostraremos el principio de las titulaciones ácido base de una forma cualitativa o semi cuantitativa.

#### *Experimento 3      Reacción de ácido acético con bicarbonato de sodio. Identificación del gas producido*

En el Capítulo IV se propuso el Experimento 6C, como una forma de generar gases. En esta oportunidad se repetirá el experimento, pero cambiando los reactivos de modo de generar gas dióxido de carbono, el que será posteriormente identificado.

#### **Elementos a utilizar**

Bicarbonato de sodio sólido,  $\text{NaHCO}_3$

Vinagre blanco,  $\text{CH}_3\text{COOH}$

Solución de cloruro de bario,  $\text{Cl}_2\text{Ba}$

Solución de hidróxido de sodio,  $\text{NaOH}$  0,1 M

Kitasato con tapón y manguera de diámetro interno pequeño, o frasco con adaptación equivalente

Probeta de 10 mL

Vaso de precipitados de 250 mL

Cucharita plástica.

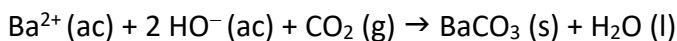
#### **Procedimiento**

1. Colocar en el vaso de precipitados aproximadamente 100 mL de solución de  $\text{Cl}_2\text{Ba}$  y añadir cinco gotas de solución de  $\text{NaOH}$  0,1 M.
2. Conectar la manguera a la salida del kitasato.
3. Colocar aproximadamente 10 mL de vinagre en el kitasato, agregar una pizca de  $\text{NaHCO}_3$  y tapar inmediatamente.
4. Sumergir la manguera en el vaso de manera que el gas que se libera burbujee en la solución de  $\text{Ba(II)}$ . Espere hasta que cese la producción de gas. ¿Qué cambios se observan en el vaso de precipitados?

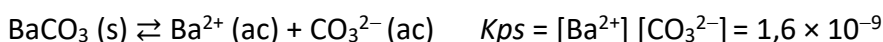
La reacción ocurrida en el kitasato es la siguiente:



El  $\text{CO}_2(\text{g})$  liberado burbujea en la solución de  $\text{BaCl}_2$ , donde tendrá lugar la formación de una sal poco soluble, el carbonato de bario,  $\text{BaCO}_3$ . La reacción es la siguiente:



La sal poco soluble se ajustará al siguiente equilibrio



La presencia del precipitado blanco de  $\text{BaCO}_3$  demuestra la liberación de  $\text{CO}_2(\text{g})$

#### *Experimento 4. Infleamos un globo*

Se repite el experimento anterior, pero de manera de controlar la generación del  $\text{CO}_2(\text{g})$ . Se establecerá una relación entre la cantidad de gas medido indirectamente y el grado de avance de la reacción, hasta poder establecer relaciones estequiométricas entre el reactivo limitante y el producto gaseoso formado.

#### **Elementos a utilizar**

0,6 g de bicarbonato de sodio sólido,  $\text{NaHCO}_3(\text{s})$

10 mL de vinagre blanco

Vaso de precipitados de 100 mL

Globo de látex

Cucharita plástica

Jeringa de 10 mL con aguja

Cinta de embalar transparente

Regla de 30 cm

Tira de papel de 30 cm de largo por 1 cm de ancho

7 cm de manguera de goma gruesa (diámetro externo de 1 a 0,7 cm; diámetro interno de 0,5 a 0,3 cm). Las paredes gruesas son necesarias para evitar pérdidas cuando se introduzca la aguja.

Frasquito de plástico de volumen entre 20 y 30 mL, de cuello fino para poder colocar más fácilmente la manguera.

Gafas protectoras.

Se recomienda la elección de tres alumnos (operadores), provistos de delantales y gafas de seguridad que llevarán adelante las actividades experimentales. Deberán trabajar con cuidado para evitar derrames o proyecciones.

### **Procedimiento**

1. Colocar vinagre en el vaso hasta un cuarto de su volumen.
2. Agregar el bicarbonato de sodio dentro del frasquito de plástico.
3. Conectar el globo a uno de los extremos de la manguera y fijarlo cuidadosamente con cinta para evitar escapes. Conectar el otro extremo de la manguera al frasquito de plástico y sellarlo cuidadosamente.

#### *Tareas para el operador 1*

4. Cargar la jeringa con 10 mL de vinagre, colocar la aguja e introducirla en la manguera gruesa de forma que llegue a la luz o canal central del tubo.
5. Inyectar 3 mL de vinagre, sin retirar la aguja ni la jeringa, y mantener firmemente el émbolo para evitar la entrada de gas a la jeringa.
6. Continuar inyectando vinagre, a razón de 1 mL por vez.

#### *Tareas para el operador 2*

7. Mientras el operador 1 realiza las inyecciones de vinagre, agitar suavemente el contenido del frasquito durante aproximadamente 1 minuto para facilitar la reacción.
8. Medir el perímetro del globo después de cada agregado de vinagre empleando la tira de papel. Conviene hacer marcas sucesivas con una lapicera. Registrar el volumen de vinagre correspondiente.

#### *Tareas para el operador 3*

9. En una tabla de dos columnas registrar los volúmenes agregados de vinagre y el valor correspondiente del perímetro del globo estimado a partir de las marcas sobre la cinta de papel.
10. Graficar el perímetro del globo en función del volumen de ácido agregado. ¿Qué se observa?

### **Responder en grupo las siguientes preguntas:**

- ¿Por qué la variación del volumen del globo en función del volumen de ácido agregado tiene el comportamiento registrado?
- ¿Podría determinarse la masa de  $\text{NaHCO}_3$  colocado en la botella a partir del gráfico? ¿Cuál sería el procedimiento?

- Frente al agregado de 4 mL de vinagre al  $\text{NaHCO}_3$ , ¿Qué reactivo está en exceso? ¿Y una vez inyectados los 10 mL de vinagre?
- ¿Cuántos moles de dióxido de carbono se liberan cuando se ha consumido todo el  $\text{NaHCO}_3$ ?

### VI.7.1.3. Las soluciones buffer

#### Experimento 5. El buffer del ácido acético y el acetato

##### Elementos a utilizar

Ácido acético  $\text{CH}_3\text{COOH}$  1 M

Acetato de sodio  $\text{CH}_3\text{COONa}$  1 M

Hidróxido de sodio  $\text{NaHO}$  1 M

Tira de papel indicador de pH

Agua destilada

8 vasos de precipitado de 100 mL con los correspondientes vidrios de reloj para tapar

Vaso de precipitados de 250 mL

Pipeta graduada de 5 mL o en su defecto una probeta de 10 mL

Marcador para escribir sobre vidrio o rótulos autoadhesivos

Plancha de calentamiento

##### Procedimiento

1. Colocar en el vaso de 250 mL aproximadamente 200 mL de agua destilada, hacer hervir para eliminar los gases disueltos y tapar con el vidrio de reloj. Dejar enfriar.
2. Ordenar de a cuatro los vasos de precipitado, e identificarlos como (IA, IB, IC, ID), y (IIA, IIB, IIC, IID).
3. Agregar a cada vaso los reactivos indicados a continuación.

Tratar de trasvasar el agua rápidamente para que sea mínima la incorporación de  $\text{CO}_2$  y dejar enfriar tapado.

**IA y IIA:** 5 mL de agua hervida todavía caliente.

**IB y IIB:** 5 mL de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  1 M + 5 mL de agua hervida.

**IC y IIC:** 5 mL de  $\text{CH}_3\text{COONa}$  1 M + 5 mL de agua hervida.

**ID y IID:** 5 mL de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  1 M + 5 mL de  $\text{CH}_3\text{COONa}$  1 M.

Es muy importante que los vasos permanezcan tapados.

4. Con papel indicador medir el pH del contenido de los 8 vasos y registrar los valores.
5. Agregar a cada vaso los siguientes volúmenes medidos en gotas:
  - 7 gotas de  $\text{NaHO}$  1 M a los 4 vasos rotulados como I

7 gotas de HCl 1 M a los 4 vasos rotulados como II.

Agitar cuidadosamente y registrar el pH de las soluciones resultantes.

6. Agregar a cada vaso 2 gotas de indicador de azul de bromotimol y registrar los colores de cada solución.

Trabajar los siguientes puntos:

- Analizar cuidadosamente los resultados obtenidos.
- Comparar la variación de pH observada en cada solución frente al agregado de la base fuerte.
- ¿En qué casos se pudo observar comportamiento buffer? Justificar.
- Escribir las reacciones que ocurren en el vaso que contiene el buffer frente al agregado de la base fuerte.
- El agua destilada debe hervirse para eliminar los gases disueltos en ella, entre ellos el CO<sub>2</sub>.

#### *Experimento 6. El buffer del ácido acético y el acetato, versión más simple*

Se pueden obtener resultados cualitativos si se trabaja con agua común sin hervir. La presencia del dióxido de carbono disuelto introducirá errores en los valores de pH, pero el experimento será válido desde el punto de vista cualitativo para verificar el comportamiento de las soluciones reguladoras.

Para no depender de la disponibilidad de ácido acético, HAc, y acetato de sodio, NaAc, podemos utilizar vinagre de alcohol (se vende en los almacenes y mercados como vinagre blanco) y NaHO. El vinagre blanco (incolore) es una solución relativamente pura de HAc aproximadamente 5 % m/v, equivalente a 0,83 M. El NaAc puede prepararse haciendo reaccionar el ácido acético con NaHO.

Una solución reguladora tal como la utilizada en el Experimento 5 (vasos ID y IID) contiene concentraciones molares iguales de HAc y NaAc. Esta solución puede obtenerse mezclando los volúmenes necesarios de HAc y de NaHO para que la concentración molar del ácido duplique a la de la base. Ésta reaccionará completamente con la mitad del ácido para formar la sal, quedando el remanente de ácido en exceso. Se habrá formado así una solución buffer de HAc / NaAc equimolar.

#### **Elementos a utilizar**

Vinagre de alcohol CH<sub>3</sub>COOH 0,83 M

NaHO 1 M

HCl 1 M

Tira de papel indicador de pH

Agua de la canilla  
5 tubos de ensayo  
Gradilla  
Vaso de precipitados de 250 mL  
Pipetas graduadas de 5 mL o en su defecto probetas de 10 mL  
Marcador para escribir sobre vidrio o rótulos autoadhesivos

### **Procedimiento**

1. Coloque en un tubo de ensayo 6 mL de vinagre. Adicione 2,5 mL de solución de NaHO 1 M y agite para homogeneizar.
2. Rotule cuatro tubos de ensayo "A", "B", "C" y "D".
3. Coloque en cada uno los siguientes volúmenes tal como se detalla a continuación:  
A: 4 mL la solución preparada en 1).  
B: 4 mL de la solución preparada en 1).  
C: 4 mL de agua.  
D: 4 mL de agua.
4. Mida el pH en cada tubo empleando la cinta de papel indicador.
5. Añada a los tubos A y C cinco gotas de solución de NaHO; y a los tubos B y D cinco gotas de solución de HCl y agite.
6. Mida nuevamente el pH de la solución de cada tubo.

Trabajar los siguientes puntos:

- Escribir las reacciones que tuvieron lugar en el tubo 1, hacer el análisis estequiométrico de la composición de la solución para verificar la formación de una solución buffer equimolar y analizar los resultados obtenidos.
- Comparar la variación de pH observada en cada solución frente al agregado tanto de la base fuerte como del ácido fuerte.
- ¿En qué casos se pudo observar comportamiento buffer? Justificar.
- Escribir las reacciones que ocurren en los tubos que contienen el buffer frente al agregado de la base fuerte y del ácido fuerte.

### *Experimento 7. Buffer de bicarbonato y carbonato*

#### **Elementos a utilizar**

Carbonato de sodio,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , 0,1 M  
Bicarbonato de sodio  $\text{NaHCO}_3$  0,1 M  
Ácido clorhídrico HCl 0,1 M  
Hidróxido de sodio, NaHO 1 M



Tira de papel indicador  
Agua destilada  
8 vasos de precipitado de 100 mL, con 8 vidrios de reloj  
Vaso de precipitados de 250 mL  
Pipeta graduada de 5 mL o en su defecto una probeta de 10 mL  
Marcador para escribir sobre vidrio o rótulos autoadhesivos  
Plancha de calentamiento

### Procedimiento

1. Repetir los puntos 1, 2 y 3 del Experimento 5.

Agregar a los vasos:

- IB y IIB: 5 mL de  $\text{NaHCO}_3$  0,1 M + 5 mL de agua hervida
- IC y IIC: 5 mL de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  0,1 M + 5 mL de agua hervida
- ID y IID: 5 mL de  $\text{NaHCO}_3$  0,1M + 5 mL de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  0,1 M

En todos los casos, tapar después de cada agregado.

2. Con papel indicador medir el pH del contenido de todos los vasos y registrar los valores.
3. Agregar a cada vaso 1 gota de HCl 1 M, agitar cuidadosamente y medir nuevamente el pH de cada solución.
4. Agregar a cada vaso 2 gotas de indicador de fenolftaleína y registrar los colores obtenidos.

Trabajar los siguientes puntos:

- Analizar los resultados obtenidos.
- Comparar la variación de pH observada en cada solución frente al agregado del ácido fuerte.
- ¿En qué casos se pudo observar comportamiento buffer? Justificar.
- Escribir las reacciones que ocurren en el tubo que contiene el buffer frente al agregado del ácido fuerte.
- Comparar los resultados de los experimentos 5, 6 y 7.
- Analizar en grupo las ventajas de los sistemas buffer y buscar ejemplos en la naturaleza donde participen las soluciones reguladoras.

#### VI.7.2. Oxidemos y reduzcamos

Los experimentos que siguen deben realizarse en el laboratorio, utilizando como de costumbre gafas, guantes y delantal, bajo la supervisión del docente.

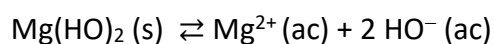
### Experimento 8: Doble tarea para el ácido clorhídrico: oxidante y acidificante

En los experimentos que siguen veremos cómo, una misma sustancia, en este caso el ácido clorhídrico, puede actuar frente a ciertos reactivos como oxidante y también como un ácido fuerte.

#### Aclaración importante

**El ácido clorhídrico es un ácido mineral fuerte que puede producir quemaduras graves en los ojos y en la piel y sus vapores pueden afectar las vías respiratorias. Debe manipularse bajo estricto cumplimiento de las normas de seguridad. El uso de guantes y gafas es obligatorio.**

El hidróxido de magnesio  $\text{Mg}(\text{HO})_2$  es un electrolito poco soluble, según el siguiente equilibrio de solubilidad:



$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] [\text{HO}^-]^2 = 1,8 \times 10^{-11}$$

#### Elementos a utilizar

5 cm de cinta de magnesio metálico, Mg

Ácido clorhídrico HCl 1 M

Hidróxido de sodio NaHO 1 M

Tubo de ensayo

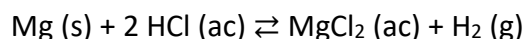
#### Procedimiento

Registre los resultados obtenidos en cada paso.

1. Colocar en el tubo de ensayo una viruta pequeña de Mg, previamente lavada.
2. Agregar gota a gota solución de HCl y agitar hasta la disolución del Mg metálico.
3. Agregar gota a gota solución de NaHO y agitar suavemente hasta la formación de un precipitado.
4. Agregar gota a gota solución de HCl y agitar hasta la desaparición del precipitado.

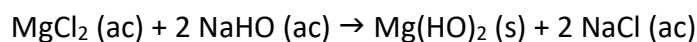
Trabajar los siguientes puntos:

- La disolución del Mg por efecto de los protones del ácido implica la siguiente reacción rédox:

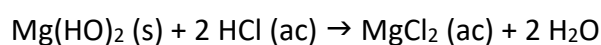


**¡Cuidado! el gas hidrógeno reacciona violentamente con el oxígeno del aire frente a chispas o llamas.**

- Frente al agregado de NaHO precipita  $Mg(OH)_2$  poco soluble, el que participará del equilibrio indicado más arriba.



- Por último, el agregado de HCl redisolverá el hidróxido de magnesio por efecto del consumo de los oxidrilos, de acuerdo con su equilibrio de solubilidad.



- Es importante distinguir las reacciones ácido-base y las de óxido-reducción. El  $H^+$  del ácido clorhídrico es un oxidante frente al magnesio metálico y simplemente un ácido cuando reacciona con hidróxido de magnesio.

*Experimento 9: Otra forma de mirar la oxidación del magnesio con ácido clorhídrico*

Este experimento es repetición del anterior pero ahora recogeremos el gas hidrógeno liberado, lo cual podría ser una manera de cuantificar el contenido de magnesio de una cinta comercial de este metal. Recordar que el hidrógeno es un gas muy reactivo frente a chispas o llamas.

#### **Elementos a utilizar**

5,0 cm de cinta de magnesio Mg

Ácido clorhídrico HCl 1,0 M

Agua destilada

Vaso de precipitado

Balanza

Tubo de ensayo

Gradilla

Termómetro

Pinza de depilar

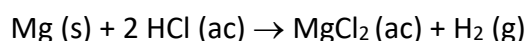
Pipeta graduada de 5 mL o en su defecto una probeta de 10 mL

Globo

Regla.

## Procedimiento

1. Lave la cinta de Mg con HCl diluido para disolver la capa de óxido que se forma espontáneamente en contacto con el aire. Para ello coloque en el vaso aproximadamente 50 mL de agua preferentemente destilada, agregue con mucho cuidado 0,5 mL de HCl 1 M y sumerja la cinta unos minutos. Retire la cinta empleando la pinza. Enjuague con abundante agua y seque con papel de filtro evitando tocar la cinta con los dedos, y colóquela en un vidrio de reloj.
2. Pese la cinta y anote el resultado.
3. Coloque la cinta de Mg dentro del globo.
4. Agregue en el tubo de ensayo 3 mL de HCl 1,0 M.
5. Coloque el globo en la boca del tubo de ensayo teniendo cuidado de no derramar ácido y sujételo con cinta adhesiva para evitar pérdidas de gas.
6. Levante el globo para que el Mg caiga dentro del tubo de ensayo y entre en contacto con el ácido. Tal como se vio en el experimento anterior, el Mg se oxida con liberación de H<sub>2</sub> (g), según la reacción:



7. Una vez que se haya disuelto la totalidad del metal, mida el diámetro del globo cuidadosamente y calcule su volumen teniendo en cuenta que  $V = (4/3) \pi r^3$ . Si el globo dista mucho de ser esférico, puede medir el diámetro mayor y el menor, y promediarlos. Suponga que el globo es una esfera cuyo diámetro es el promedio y obtenga el volumen aproximado.
8. De acuerdo con la ecuación de los gases ideales ( $pV = nRT$ ), calcule el número de moles de hidrógeno formado. Considere que la presión del gas dentro del tubo es igual a la presión atmosférica, cuyo valor para nuestra ciudad en el día del experimento puede obtenerse en Internet, en las páginas con información meteorológica. Mida la temperatura de la habitación o en su defecto considere el valor aproximado de 298 K. El valor de la constante de los gases es  $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$  (cuidado con las unidades si usa presión en hectopascales).
9. Tal como lo indica la estequiometría de la reacción, se obtendrá 1 mol de H<sub>2</sub> (g) por cada mol de Mg. A partir de esta relación calcule la masa de Mg que reaccionó. Tenga en cuenta que el valor obtenido será aproximado debido a los errores involucrados en la medida del volumen del globo.
10. Compare el valor de la masa de Mg obtenida con la balanza, y el determinado mediante el volumen del globo.

Nota: Utilice gafas y tenga precaución al desconectar el globo del tubo de ensayo, ya que puede contener restos de ácido. Manténgalo lejos de llamas o fuentes de calor ya que el hidrógeno es muy inflamable.

### *Experimento 10. La reacción rédox entre el cobre y el zinc*

La reacción entre las sales de cobre y el zinc metálico es clásica, ya que dio origen a una de las primeras baterías desarrolladas a fines del siglo XIX, conocida como pila de Daniell. La reacción que tiene lugar podremos deducirla a partir de una cuidadosa observación de la superficie de las granallas de zinc.

#### **Elementos a utilizar**

- 2 granallas de zinc
- Sulfato de cobre,  $\text{CuSO}_4$ , 0,1 M (10 mL)
- 2 tubos de ensayo
- Probeta de 10 mL
- Gradilla
- Rótulos autoadhesivos

#### **Procedimiento**

1. Coloque aproximadamente 5 mL de solución de  $\text{CuSO}_4$  en cada uno de los tubos de ensayo rotulados A y B.
2. Agregue al tubo A 2 granallas de zinc y observe los cambios que se producen sobre sus superficies.
3. Observe la diferencia de color de las soluciones resultantes en los tubos A y B.

#### **Explicación de lo ocurrido**

En el tubo A, a partir de la solución celeste de  $\text{CuSO}_4$  se forma un depósito de cobre metálico sobre la superficie de la granalla. Dado que el metal está finamente dividido y no ha formado la típica estructura cristalina del cobre, lo veremos de color negro en lugar del típico color rojizo. El ión  $\text{Cu (II)}$  hidratado, responsable del color celeste a la solución, se reduce y se deposita sobre la granalla como  $\text{Cu(s)}$ , por lo que la solución se aclara (el celeste se vuelve más pálido), en tanto que parte del zinc metálico de la superficie de la granalla pasa a la solución sin colorearla, puesto que el catión  $\text{Zn (II)}$  es incoloro. Comparar el color de las soluciones de los tubos A y B. Ayúdese con un papel blanco.

Las reacciones rédox que tienen lugar en el tubo A son las siguientes:

|  |                      |
|--|----------------------|
| $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$                                   | reducción            |
| $\text{Zn}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^{-}$                                   | oxidación            |
| $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + \text{Zn}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s}) + \text{Zn}^{2+}(\text{ac})$ | reacción neta        |
| $\text{CuSO}_4(\text{ac}) + \text{Zn}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{ZnSO}_4(\text{ac}) + \text{Cu}(\text{s})$   | reacción neta salina |

Si se consideran los potenciales rédox de las cuplas  $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})/\text{Cu}(\text{s}) = 0,34 \text{ V}$  y  $\text{Zn}^{2+}(\text{ac})/\text{Zn}(\text{s}) = -0,76 \text{ V}$ , está claro que el sentido espontáneo de la reacción es el de disolución del Zn metálico para producir iones  $\text{Zn}^{2+}$  acompañado de la formación de cobre metálico a partir de sus cationes.

### *Experimento 11. Construcción de un espejo de plata*

El reactivo de Tollens es un complejo acuoso de diamin-plata, que en presencia de un aldehído promueve la formación de un espejo de plata sobre una superficie adecuada, generalmente vidrio. Los aldehídos son compuestos de forma general R-CHO, que discutiremos en VII.5.4.

Se preparará el reactivo de Tollens y posteriormente se lo hará reaccionar con glucosa para formar un espejo de plata en las paredes interiores de un tubo de ensayo. La glucosa es un hidrato de carbono que en solución acuosa está presente bajo dos formas en equilibrio, una de ellas es el aldehído.

#### **Elementos a utilizar**

- Nitrato de plata  $\text{AgNO}_3$  5% m/v
- Hidróxido de sodio NaHO 5% m/v
- Amoníaco  $\text{NH}_3$  1 M
- Glucosa 1% m/v
- Agua caliente
- Tubo de ensayo
- Vaso de precipitados de 100 mL
- Pipetas Pasteur
- Pinza de madera
- Termómetro.

#### **Procedimiento**

##### **Preparación del Reactivo de Tollens**

1. En un tubo de ensayo limpio coloque 2 mL de  $\text{AgNO}_3$  5% m/V.

2. Agregue 16 gotas de solución de NaHO 5% m/v empleando una pipeta Pasteur. Observe la formación de un precipitado.
3. Agregue aproximadamente 5 mL de solución de NH<sub>3</sub> 1 M. Conviene agregar solución de amoníaco lentamente verificando luego del agregado de cada volumen si es suficiente para disolver el precipitado obtenido en la etapa anterior. Si se agrega más solución de amoníaco de la necesaria el espejo no se formará.

### Formación del espejo

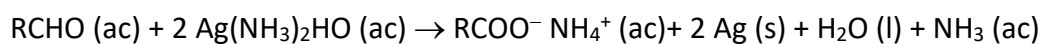
4. Agregue al reactivo de Tollens antes preparado, 10 gotas de solución de glucosa y caliente en un baño a 50–60 °C durante 5 o 10 minutos hasta la aparición del espejo. Retire cuidadosamente el tubo de ensayo empleando la pinza de madera.

Este experimento puede repetirse para espejar la superficie de un vidrio de reloj, una cápsula de Petri u otro recipiente de vidrio. En cada caso es necesario calcular las cantidades apropiadas de cada solución, y buscar una forma adecuada de calentamiento.

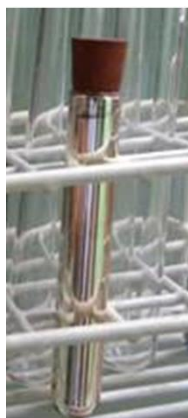
### Explicación de lo ocurrido

Al mezclar AgNO<sub>3</sub> con NaHO se forma un compuesto sólido, óxido de plata (Ag<sub>2</sub>O). La formación del precipitado nos indica que ha ocurrido una reacción química. Luego del agregado de NH<sub>3</sub>, el sólido se disuelve y la solución es incolora. Se ha formado el catión complejo de plata amoniacal, [Ag(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]<sup>+</sup> que en medio alcalino forma el hidróxido de diamín plata, Ag(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>HO, conocido como reactivo de Tollens.

La glucosa agregada posteriormente actúa como reductor, lo que permite la formación de una capa delgada de plata metálica sobre la superficie del tubo de ensayo según la siguiente reacción:



Espejo de plata



**Figura VI.26.** Espejo formado por la reacción del reactivo de Tollens con un azúcar reductor.

## VII. ALGUNOS ASPECTOS DE LA INAGOTABLE QUÍMICA DEL CARBONO

Nunca se habrá remarcado suficientemente la importancia de la química del carbono. Esta rama de la química estudia los compuestos naturales y sintéticos del sexto elemento de la Tabla Periódica, cuyos comportamientos dan sustento a distintas disciplinas como biología, bioquímica, biología molecular, medicina, ciencia de los alimentos, química ambiental. Las aplicaciones tecnológicas son numerosas: petroquímica, industria farmacéutica, industria de los polímeros, por citar sólo algunas.

Los temas que trataremos son complementarios de los desarrollados en otros libros de química orgánica para la escuela secundaria.

Aunque los compuestos del carbono se cuentan por millones, tanto sus estructuras como sus propiedades giran alrededor de un conjunto relativamente pequeño de agrupamientos de pocos átomos de carbono y de otros elementos, con propiedades específicas, llamados *grupos funcionales*. Esta particularidad permite abarcar la química orgánica de un modo sistemático.

Antes de acercarnos a la fascinante química del carbono y de algunos de sus potencialmente infinitos compuestos, repasaremos muy brevemente conceptos básicos sobre las uniones químicas en las que participa el carbono, para luego dar una mirada a las propiedades de este elemento y las relaciones que mantiene con sus vecinos de la Tabla Periódica.

### VII.1. El átomo de carbono

El carbono es el sexto elemento más abundante en el universo. Se forma, junto con el oxígeno, en el interior de las estrellas con masas ligeramente superiores a la de nuestro Sol. Como este tipo de estrellas son abundantes, el oxígeno y el carbono también lo son, siempre en términos relativos.

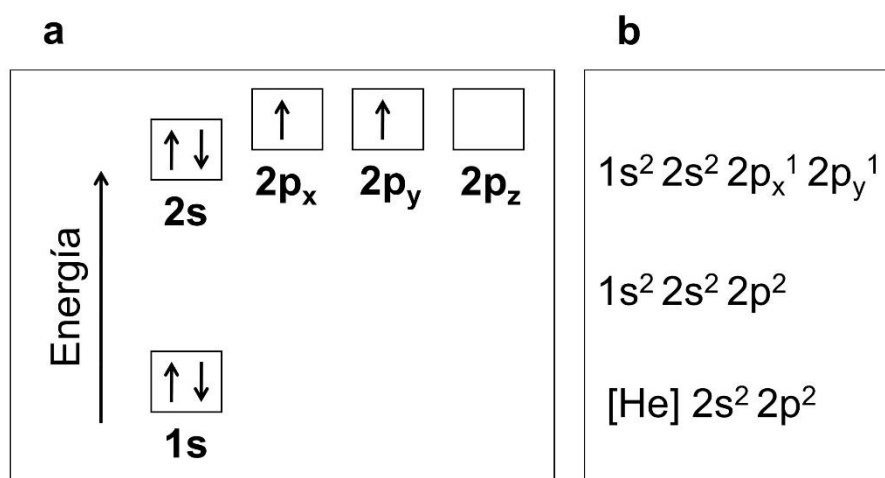
El carbono presenta tres isótopos, con seis, siete y ocho neutrones en el núcleo respectivamente, lo que da lugar al  $^{12}\text{C}$ , (el más estable y abundante),  $^{13}\text{C}$ , y  $^{14}\text{C}$ , este último



utilizado para establecer la edad de objetos provenientes de la biosfera cuya antigüedad supere los 2000 años.

VII.1.1. ¿Qué tiene de particular el átomo de carbono para que sea el soporte material de la vida?

En la Tabla Periódica, el carbono ocupa el sexto lugar: está ubicado en el centro del segundo periodo y pertenece al grupo IVB o 14. Su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^2$  y los niveles energéticos relativos son los que se indican en la Figura VII.1.



**Figura VII.1.** a. Niveles de energía. b. Tres formas posibles de indicar la configuración electrónica del átomo de carbono.

Con miras a la formación de uniones químicas, la configuración del C está a medio camino entre la estructura de dos gases nobles, ya que necesitaría perder cuatro electrones para ser como el Helio (He), o ganar también cuatro electrones para asemejarse al Neón (Ne). Esta equidistancia se pone de manifiesto en su electronegatividad (EN). El elemento más electronegativo de la Tabla Periódica es el Flúor, con EN = 3,98, y el de menor electronegatividad es el Francio, con EN = 0,7. ¿Y el carbono? Su electronegatividad se encuentra cerca del punto medio entre ambos: EN = 2,55, como vimos en el Capítulo VI, Tabla VI.4. A la hora de formar uniones químicas, el carbono “no quiere ceder” electrones ni tampoco “recibirlos”. Energéticamente es más conveniente compartirlos con otros átomos de configuraciones electrónicas compatibles.

La posición del carbono en el medio del segundo periodo de la Tabla Periódica determina su escasa tendencia a ionizarse, ya sea como anión o como catión. Es por eso que

el carbono genera uniones covalentes muy estables, en contraposición con los elementos de electronegatividades marcadamente diferentes, que tienden a formar uniones iónicas.

Las uniones covalentes del carbono más significativas son las que forman estos átomos entre sí, lo que queda evidenciado por la enorme cantidad de compuestos con uniones del tipo carbono – carbono, simples, dobles y triples.

En cuanto a las uniones del carbono con los demás átomos, ocurren preferentemente con aquellos de electronegatividades parecidas, o sea, con sus vecinos próximos en la Tabla Periódica. Las uniones son muy estables, tal como indican los elevados valores de las energías de enlace, Tabla VII.1.

| Uniones del carbono | Energía de enlace (kJ/mol) | Uniones del silicio | Energía de Enlace (kJ/mol) | Otros enlaces | Energía de enlace (kJ/mol) |
|---------------------|----------------------------|---------------------|----------------------------|---------------|----------------------------|
| C-H                 | 404                        | Si-H                | 286                        | N-N           | 155                        |
| C-C                 | 340                        | Si-Si               | 172                        | N-P           | 126                        |
| C-O                 | 335                        | Si-O                | 360                        | O-O           | 135                        |

**Tabla VII.1.** Energía de enlace de las uniones simples del carbono, del silicio y de otros átomos.

El silicio, aunque está en el mismo grupo que el carbono, forma uniones mucho menos estables consigo mismo y con el hidrógeno, no así con el oxígeno. Por eso los silicatos son los compuestos más difundidos del silicio y, de hecho, son los principales constituyentes de los minerales de nuestro planeta y de los demás planetas rocosos del sistema solar, Mercurio, Venus, Marte y también la Luna. ¿Cómo habría sido nuestro planeta sin los dos primeros elementos del Grupo IV?

*La química del carbono (las moléculas de los seres vivos) camina sobre la química del silicio (los minerales de la corteza terrestre).*

Si comparamos las energías involucradas en uniones químicas entre átomos iguales, los datos de la Tabla VII.1 indican que la estabilidad de los enlaces sigue la secuencia C – C > Si – Si > N – N > O – O, lo cual explica la abundancia de los compuestos con numerosos átomos de C, seguido por el Si, y relativamente pocos ejemplos de compuestos con N – N y O – O.

### VII.1.2. Uniones simples, dobles y triples del carbono

La comprensión del comportamiento químico de las sustancias y su capacidad de participar en reacciones químicas se basa en la distribución de los electrones externos, ya sea en átomos, iones o moléculas.

Una de las características centrales de la química del carbono deriva de la capacidad de este átomo para formar uniones simples, dobles y triples entre sí o con átomos de nitrógeno. Con oxígeno y azufre forma uniones simples y dobles. El monóxido de carbono presenta la única un ión triple carbono – oxígeno. Esta versatilidad de las uniones del carbono es muy poco frecuente en otros elementos químicos.

Para el análisis de las uniones químicas del carbono valen las consideraciones discutidas en el Capítulo III en lo que hace a los orbitales atómicos y moleculares, por lo que es conveniente repasar los puntos III.5.2, III.6.1 y III.3.6.2.

Los orbitales moleculares, al igual que los orbitales atómicos, describen el volumen de espacio alrededor de los núcleos atómicos donde es probable encontrar los electrones. Tienen formas, tamaños y energías específicos, y cada uno de ellos puede albergar un máximo de dos electrones, siempre que sus espines sean opuestos.

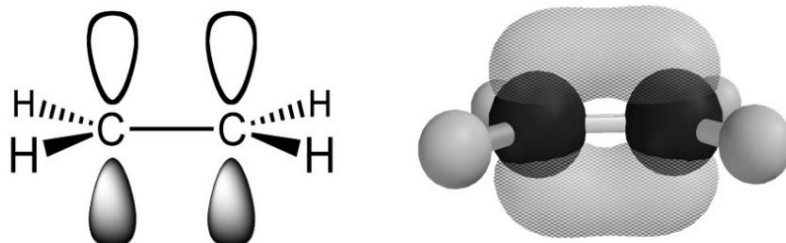
Una unión simple se forma cuando se solapan dos orbitales atómicos, lo que da origen a dos orbitales moleculares: uno enlazante, de menor energía,  $\sigma$ , donde se ubica el par de electrones involucrados en la unión, y otro antienlazante, de mayor energía,  $\sigma^*$ , que queda vacío, siempre que la molécula esté en el estado fundamental de mínima energía.

Los orbitales  $\sigma$  son de forma elipsoidal, los átomos tienen libre rotación alrededor del enlace y se pueden formar por el solapamiento de orbitales s, p, d, o f, iguales o distintos, siempre que sean colineales.

Los tres orbitales p de un mismo subnivel,  $p_x$ ,  $p_y$  y  $p_z$  son perpendiculares entre sí, de modo que, además del solapamiento entre dos orbitales colineales, por ejemplo,  $p_{x1}$  (átomo 1) +  $p_{x2}$  (átomo 2) para formar una unión  $\sigma$ , puede ocurrir el solapamiento del orbital p de un átomo con un orbital p del otro átomo con orientación paralela, por ejemplo  $p_{y1}$  +  $p_{y2}$  para dar lugar a dos nuevos orbitales moleculares,  $\pi$  y  $\pi^*$ . El orbital  $\pi$  forma dos nubes electrónicas, una por encima y otra por debajo del plano nodal de la unión entre los carbonos.

La unión doble del carbono queda bien ejemplificada en la molécula de etileno,  $H_2C=CH_2$ . Cada átomo de carbono está unido a otros tres: otro de carbono y dos hidrógenos. Las uniones químicas en la molécula de etileno se forman a partir de la unión de dos átomos de carbono, cada uno con tres orbitales híbridos  $sp^2$ , que involucran los electrones  $2s^1$ ,  $2p_x^1$  y  $2p_y^1$  de cada carbono, los que dan lugar a los nuevos orbitales  $2(sp^2)^1$ ,  $2(sp^2)^1$  y  $2(sp^2)^1$  en tanto

que el orbital  $2p_z^1$  permanece sin hibridizar. Los orbitales híbridos en cada carbono permitirán tres uniones: una con el otro carbono, y dos con los hidrógenos. El orbital  $p_z$ , se ubicará perpendicularmente al plano de los orbitales  $sp^2$ . Los dos orbitales  $p_z$  de ambos carbonos, ubicados en paralelo, se solapan y forman dos nuevos orbitales moleculares,  $\pi$  enlazante y  $\pi^*$  antienlazante. En la Figura VII.2 se muestran los orbitales enlazantes.



**Figura VII.2.** Diagramas estructurales de los orbitales enlazantes del etileno. Las líneas indican las uniones  $\sigma$ . Los orbitales  $p_z$  paralelos de los carbonos (izquierda) dan lugar a la formación del orbital  $\pi$ , por encima y por debajo del plano molecular (derecha).

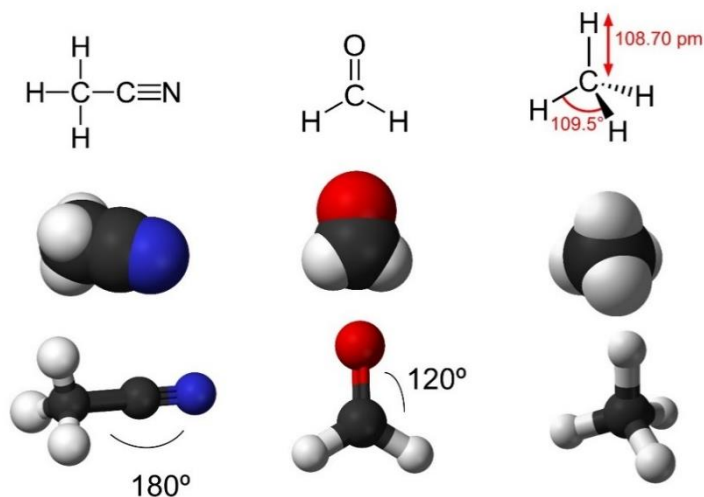
Las dos uniones que determinan el doble enlace,  $\sigma$  y  $\pi$ , no son equivalentes. El orbital  $\sigma$  es elipsoidal y simétrico alrededor del eje C – C, mientras que el orbital  $\pi$  tiene la forma de dos elipsoides, uno por encima y otro por debajo del plano de la unión. La formación del orbital  $\pi$  requiere que los orbitales atómicos  $p$  sean paralelos, por lo tanto, las uniones dobles carecen de la posibilidad de rotar. Los seis átomos están en un mismo plano y los ángulos de enlace son próximos a  $120^\circ$ .

El ejemplo típico de unión triple carbono – carbono lo tenemos en el acetileno,  $\text{HC}\equiv\text{CH}$ . Las tres uniones están dadas por una unión  $\sigma$  y dos uniones  $\pi$ . La unión  $\sigma$  se forma por el solapamiento de dos orbitales híbridos  $sp$  (uno de cada carbono) mientras que cada orbital  $\pi$  proviene del solapamiento de los orbitales  $p$  paralelos,  $p_x(\text{I}) + p_x(\text{II})$  y  $p_y(\text{I}) + p_y(\text{II})$ . Las dos uniones carbono - hidrógeno son simples, (uniones  $\sigma$ ), en las que participan un orbital híbrido  $sp$  del carbono y el orbital  $1s$  del hidrógeno.

En la Figura VII.3 se muestran ejemplos de compuestos del carbono con diferentes geometrías que derivan del tipo de uniones químicas involucradas.

Cabría la pregunta de por qué las uniones dobles  $>\text{C}=\text{C}<$  y  $>\text{C}=\text{O}<$  están tan difundidas entre los compuestos del carbono, en comparación con la escasez de compuestos con uniones dobles similares para el silicio. La clave está en el menor radio del carbono. Los átomos de Si son demasiado voluminosos para que se produzca un solapamiento significativo de los orbitales  $p$  paralelos, tal como ocurre entre los carbonos, de radio mucho más pequeño. Esta

diferencia es clave para comprender por qué la química del carbono es tan rica en cuanto a la cantidad de compuestos que puede formar, con respecto al silicio, su vecino inmediato en el Grupo IV B o 14.



**Figura VII.3.** Ejemplos de compuesto lineal (acetonitrilo), plano trigonal (formaldehído) y tetraédrico (metano) y tres formas de mostrar las estructuras y las geometrías más comunes en las moléculas de carbono: diagrama de rayas, de esferas interpenetradas y de barras y esferas, con código de colores CPK<sup>1</sup>.

## VII.2. El átomo de carbono se combina consigo mismo

Comenzaremos con un análisis breve sobre esta asombrosa capacidad del carbono de formar un número indefinido de uniones consigo mismo, ya sea a través de orbitales híbridos  $sp^2$  o  $sp^3$ . Esto da lugar a la formación de *alótopos* con propiedades que impactan por lo diferentes, si bien todas están formadas únicamente por átomos de carbono.

El carbono se presenta en la naturaleza como grafito, diamante y fullerenos. Otras formas como los nanotubos de carbono, el grafeno y las nanoespumas magnéticas son productos de síntesis y muchos autores los consideran variantes de los fullerenos. Todas estas estructuras son derivaciones del grafito.

### VII.2.1. Diamante, o las redes de carbono $sp^3$

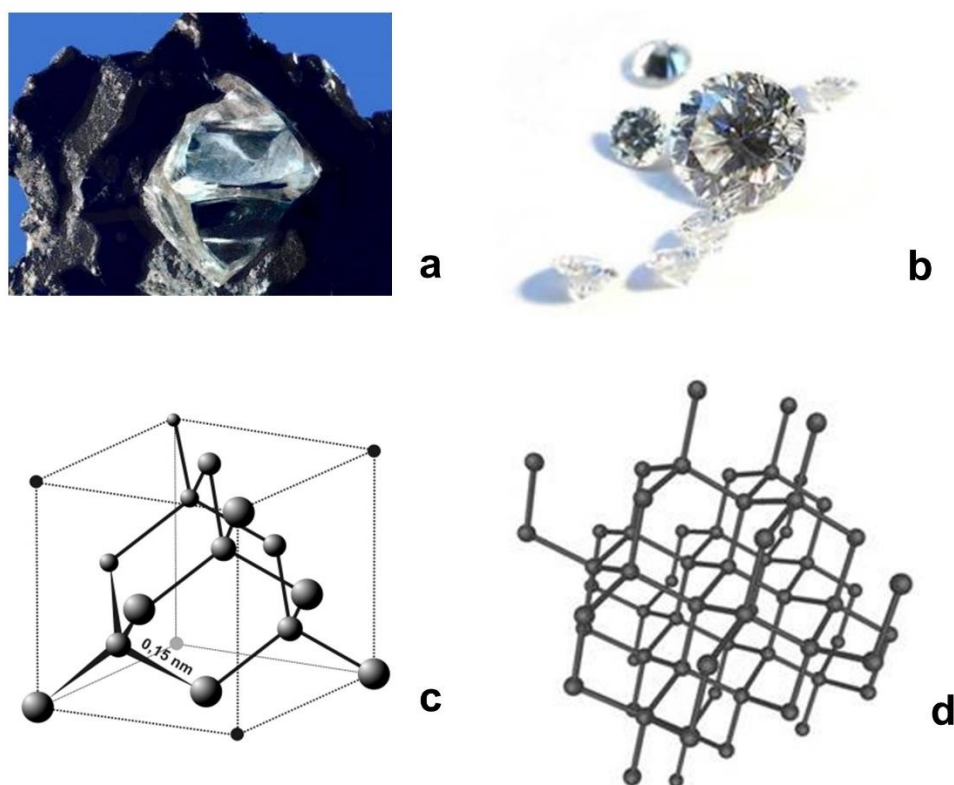
Resulta difícil creer que tanto el grafito como el diamante estén hechos de átomos exactamente iguales. La diferencia radica en la forma en que estos átomos idénticos se unen entre sí. En el caso del diamante, cada C se vincula con sus cuatro vecinos mediante las uniones covalentes que resultan de los orbitales híbridos  $sp^3$ . En este caso la red de conexiones es tridimensional, los C se ubican en los vértices de una sucesión de tetraedros en las tres dimensiones del espacio, tal como se muestra en la Figura VII.4.

<sup>1</sup> Como vimos en VI.1.5.2, CPK son las iniciales de los científicos que establecieron esta convención: Corey, Pauling y Koltun.

La longitud del enlace C – C en el diamante es 154 pm y la energía del enlace, 355,88 kJ/mol, prácticamente iguales a los valores correspondientes a la unión C – C en compuestos como el etano,  $\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_3$ , 340 kJ/mol (Tabla VII.1).

El diamante es un material rígido, frágil, el más duro conocido, aislante de la corriente eléctrica y un conductor del calor cinco veces más efectivo que el cobre. Por estas dos últimas propiedades, el polvo de diamante es uno de los mejores abrasivos disponibles. Su dureza facilita la abrasión, y la alta conductividad térmica favorece la disipación del calor producido por fricción, y de ese modo se minimiza el sobrecalentamiento local.

Los diamantes se forman en las profundidades de la corteza terrestre a presiones muy elevadas. Industrialmente se sintetizan diamantes muy pequeños, bajo condiciones estrictamente controladas.



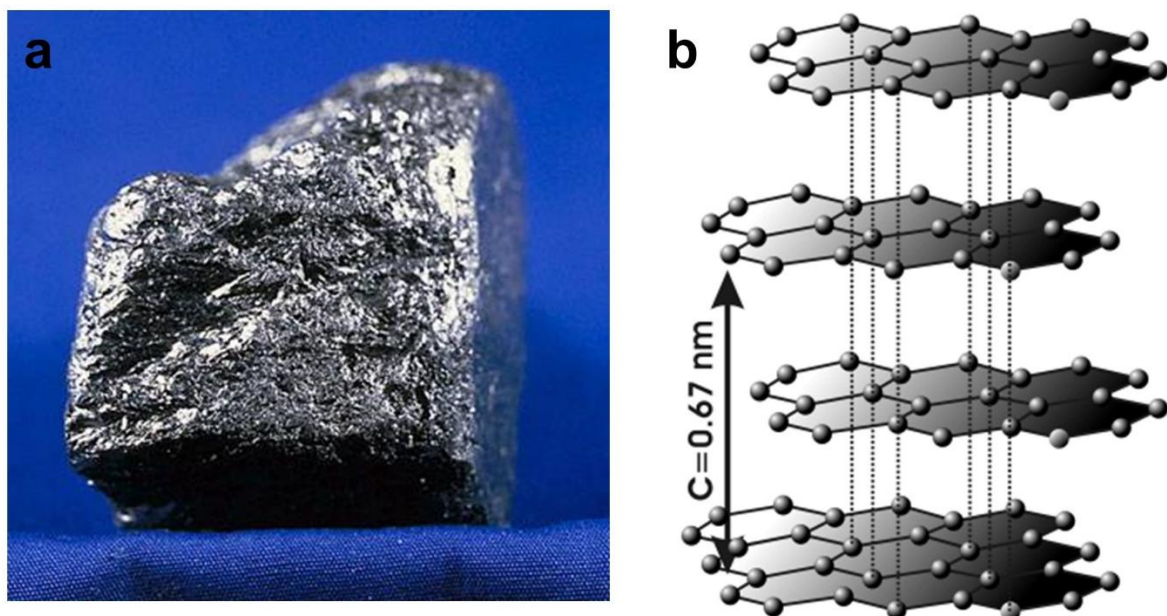
**Figura VII.4.** Muestras de **a.** Diamante en bruto, **b.** Diamantes tallados (brillantes). **c.** Celda unidad del cristal, **d.** Representación esquemática de la estructura tridimensional.

La composición de los diamantes fue un misterio hasta bien entrado el siglo XIX, cuando el químico inglés Humphry Davy y su ayudante Michael Faraday demostraron en 1813 que se trataba de carbono puro. El experimento fue realizado en Florencia, Italia, ya que el Gran Duque de Toscana contaba con un instrumento único en la época: una lupa de gran

tamaño que permitía generar muy altas temperaturas por concentración de los rayos solares. Colocaron un diamante en un recipiente de platino, dentro de una vasija que contenía oxígeno puro y lo calentaron con el rayo de luz solar concentrado por la lente. Según describió Faraday en su diario, el diamante ardió rápidamente con una luz entre escarlata y púrpura, que fue mejor visualizada en la oscuridad. Del diamante quedó solamente el recuerdo, y una cantidad de dióxido de carbono indistinguible de la producida por la quema del más vulgar de los trozos de carbón<sup>2</sup>.

### VII.2.2. Grafito, o las redes de carbono $sp^2$

Desde el punto de vista termodinámico, el grafito es el alótropo del carbono más estable bajo condiciones ordinarias. La estructura del grafito consiste en planos de átomos unidos en red como panal de abejas, a partir de orbitales  $sp^2$ , tal como se muestra en la Figura VII.5. Además, por encima y por debajo del plano de átomos se encuentra una nube de orbitales  $\pi$  deslocalizados. Gracias a ellos los electrones se pueden mover libremente en el sentido paralelo a los planos a través de toda la estructura. Por esto el grafito es sólido, con brillo ligeramente metálico, y una alta capacidad para conducir la corriente eléctrica en la dirección paralela a los planos atómicos. De allí su uso como electrodos para baterías.



**Figura VII.5.** a. Muestra de grafito. b. Estructura del grafito.

<sup>2</sup> Eduardo Martín Cuadrado: Faraday y Davy. El discípulo supera al maestro. Practica ciencia, <http://practicaciencia.blogspot.com.ar/2013/01/faraday-y-davy-el-discipulo-supera-al.html>.16-01-2013. Fecha de visita 12 de abril de 2022.

La distancia entre carbonos vecinos dentro del mismo plano es 141 pm, típico de los enlaces dobles, en contraposición con la distancia entre los planos de grafito, 340 pm. Esta distancia, casi dos veces y media mayor, es una indicación clara de que los átomos de capas subyacentes no se unen covalentemente sino a través de interacciones electrostáticas débiles entre las nubes de orbitales  $\pi$ . Se trata de fuerzas derivadas de las fluctuaciones de las nubes electrónicas de las moléculas, conocidas como fuerzas de van der Waals. Como estas interacciones son relativamente débiles, las láminas se deslizan con facilidad unas sobre otras, lo que permite su uso, en polvo o en emulsiones, como lubricante, por ejemplo en bisagras y cerraduras, o como material para escribir sobre papel. Las minas de los lápices son de grafito mezclado con arcilla.

### *VII.2.3. Los fullerenos, esos cabeza-hueca*

En 1985 Harry Kroto evaporaba átomos de carbono irradiándolos con un rayo láser, para obtener nuevas formas de organización molecular. Estaba interesado en las posibles estructuras que podrían formar los átomos de carbono en las nebulosas galácticas conocidas como Nubes Moleculares Frías (Ver VII.6.2.), bajo condiciones que estaba tratando de reproducir en el laboratorio. Encontró que, una vez condensados, los carbonos se organizaban en grupos generalmente de 60 átomos, sin que nadie en su equipo pudiera entender cómo era ese ordenamiento ni su posible estructura. Kroto, además de ser químico, tenía un gran interés por la arquitectura y el diseño, y se acordó de Richard Buckminster Fuller (1895-1983), el arquitecto que, desde 1949, utilizaba el icosaedro para el diseño de domos geodésicos. Para la Exposición Universal de Montreal en 1967, había proyectado el pabellón estadounidense con forma de icosaedro truncado, una estructura única por su estabilidad y resistencia, que impresionó a muchos, entre ellos a Kroto. Los trece poliedros semi regulares, o poliedros truncados, fueron creados por Arquímedes, a partir de los sólidos platónicos (cubo, tetraedro, octaedro, dodecaedro e icosaedro), mediante el corte simétrico de cada uno de los vértices.

Después de trabajar en modelos geométricos de cartulina, Kroto y Richard Smalley<sup>3</sup> propusieron una posible estructura para las misteriosas agrupaciones de 60 carbonos, basada en los icosaedros truncados de Buckminster Fuller y la llamaron buckminsterfullereno, o simplemente fullereno. En el espectro electromagnético, las energías de los fotones del infrarrojo (IR) se corresponden con los niveles vibracionales de las moléculas, por lo que los espectros IR dan información relativa a la estructura molecular. La espectroscopia IR<sup>4</sup> demostró que estaban en lo cierto, y además, que los fullerenos se encontraban en muestras de grafito y en el humo, de una vela o de un asado. Se trata de estructuras huecas de redes

---

<sup>3</sup> Robert Curl, Richard Smalley y Harry Kroto compartieron el Premio Nobel de Química en 1996.

<sup>4</sup> Para una discusión del Espectro Electromagnético ver III.4.



$sp^2$ , con forma de pelota de fútbol. Por ser un icosaedro truncado, el fullereno  $C_{60}$  posee 60 vértices, 90 aristas y 32 caras, de las cuales 20 son hexágonos y 12 son pentágonos. En cada vértice convergen dos hexágonos y un pentágono. Los sesenta átomos de carbono se ubican en los vértices.

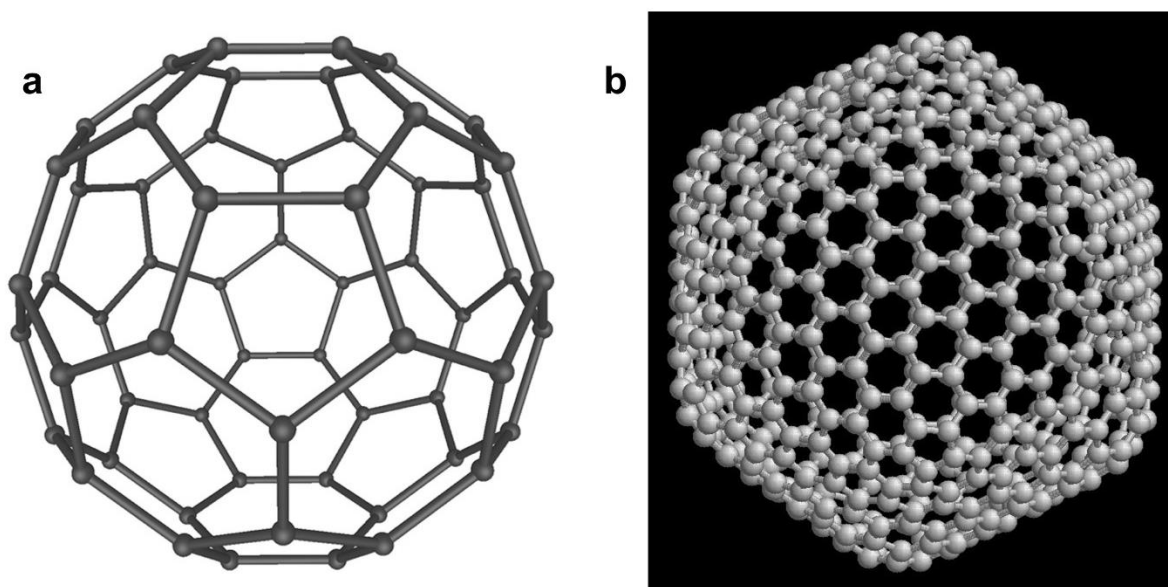
La cavidad del fullereno es lo suficientemente grande como para alojar un átomo de otro elemento, y de hecho se sintetizan actualmente fullerenos “reellenos” de átomos metálicos. Los fullerenos pueden empaquetarse formando estructuras cristalinas muy interesantes.

Hay varios miembros en la serie con diferente número de átomos de carbono, desde  $C_{20}$  formado únicamente por pentágonos (se trata de un dodecaedro), hasta estructuras facetadas como el  $C_{540}$ .

Contrariamente a lo que ocurre con el diamante y el grafito, los fullerenos son solubles en benceno,  $C_6H_6$ , tolueno,  $C_6H_5CH_3$ , y sulfuro de carbono,  $CS_2$ , formando soluciones de un rojo intenso, mientras que las películas son de color amarillo oro.

Recientemente los fullerenos fueron detectados en el espacio exterior, concretamente en las nebulosas gaseosas que se forman alrededor de las estrellas al final de su evolución. También se encuentran en las Nubes Moleculares Frías, y constituyen una de las formas más abundantes del carbono en el universo.

Los fullerenos han revolucionado la química, y han creado una interesante interfase entre las químicas orgánica e inorgánica. La Figura VII.6a muestra un modelo del  $C_{60}$  o Buckminsterfullereno y la 6b, la del fullereno de 540 carbonos,  $C_{540}$ .



**Figura VII.6.** Modelos tridimensionales de las moléculas **a.**  $C_{60}$ , Fullereno o Buckminsterfullereno. **b.** Fullereno de 540 átomos de carbono,  $C_{540}$ .

#### VII.2.4. Nanotubos de carbono

Son estructuras muy novedosas consistentes en tubos huecos de grafito de dimensiones nanométricas. Los obtuvo por primera vez Sumio Iijima en 1991, mediante el paso de la corriente eléctrica a través de barras de grafito en una atmósfera de gas helio. Existen nanotubos (NT) de pared única y de pared múltiple, abiertos en sus extremos o cerrados con una hemiesfera de fullereno. Entre los aspectos más llamativos de los NT de carbono están la conductividad eléctrica y la extrema resistencia a la tracción, diez veces mayor que la del kevlar<sup>5</sup> y veinte veces mayor que la del acero de alta resistencia.

Según cómo se enrolle el plano de átomos de carbono con respecto al eje del tubo, puede ocurrir que los anillos hexagonales tengan o no un plano de simetría paralelo al eje del cilindro. Esto da lugar a tres tipos de NT: zigzag, silla y quiral, con propiedades diferentes. Los dos primeros son conductores, y el tercero es semiconductor. Como se comentará en VII.7, un objeto quiral es el que posee la propiedad de no ser superponible con su imagen especular, tal como las manos derecha e izquierda. En la Figura VII.7a, b, y c se muestran esquemáticamente las estructuras silla, zigzag y quiral. La Figura 7d muestra una imagen nanoscópica de NT de carbono de pared simple.

*Es sorprendente que una pequeña variación en la orientación espacial de los anillos hexagonales en los nanotubos de carbono produzca cambios tan significativos en la conductividad eléctrica.*

La conductividad eléctrica de las formas conductoras se aproxima a  $10^9$  A/cm<sup>2</sup>, lo cual es asombroso si se compara con los hilos de cobre, que no pueden acercarse a los  $10^6$  A/cm<sup>2</sup> porque se funden. Los NT son excelentes transmisores del calor, con conductividades térmicas que casi duplican a la del diamante. Son térmicamente estables hasta 750 °C en el aire.

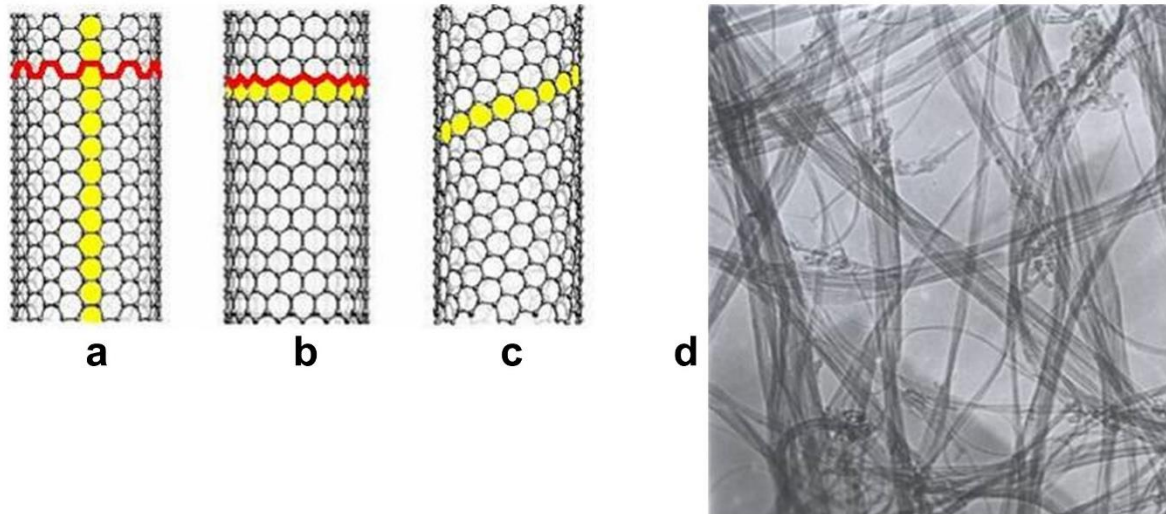
Algunas dimensiones características de los NT de pared simple son: diámetro: 0,4 a 3 nm, largo: decenas de nm hasta varios micrones. Para los de pared doble, el diámetro varía entre 1,4 y 100 nm, con una distancia interlaminar de 0,34 nm.

Los NT suelen sintetizarse formando agrupaciones de tubos paralelos, como “pelos” en una especie de “alfombra”. Cuando éstos son traccionados, espontáneamente se adhieren entre sí y se organizan longitudinalmente en hilos extremadamente delgados y resistentes. Una cuerda formada por un entretejido de hilos de nanotubos de carbono puede resultar cuarenta veces más resistente que una cuerda de acero de igual diámetro.

---

<sup>5</sup> El kevlar será descrito en VII.12.

Por su enorme superficie específica, los polvos de NT adsorben grandes cantidades de compuestos gaseosos, lo que los hace muy interesantes como posibles concentradores de hidrógeno para la obtención de energía.



**Figura VII. 7.** Tipos de nanotubos de carbono de pared única, según como se enrolle el plano atómico con respecto al eje del cilindro. **a.** Silla (*arm chair*). **b.** Zigzag **c.** Quiral. El primero y el segundo son conductores y el tercero es semiconductor. **d.** Imagen de NT de pared simple obtenidas por Microscopía Electrónica de Transmisión, TEM<sup>6</sup>.

#### VII.2.5. El grafeno, el flaco más flaco del mundo

El grafeno es un material maravilloso cuyas propiedades han superado las elucubraciones de los químicos y físicos de imaginación más frondosa. Andre Geim y Konstantin Novoselov recibieron el premio Nobel en 2010 por su descubrimiento. Es el material más delgado conocido en el universo y el más delgado posible, por cuanto está formado por una única hoja plana de carbonos con uniones  $sp^2$  densamente empaquetados en una red cristalina plana como panal de abeja, de un átomo de espesor. Estamos hablando de una única lámina de grafito de superficie relativamente grande. Es superficie pura, sin átomos en el volumen del material. La distancia C-C en el grafeno es de 142 pm. Es el mejor conductor de la electricidad a temperatura ambiente y el material más resistente jamás probado.

Los transportadores de carga (electrones) poseen una movilidad intrínseca enorme, y pueden desplazarse a lo largo de micrones a temperatura ambiente sin dispersarse (a escalas atómicas, un micrón es una distancia enorme). De acuerdo con estas propiedades, el grafeno

---

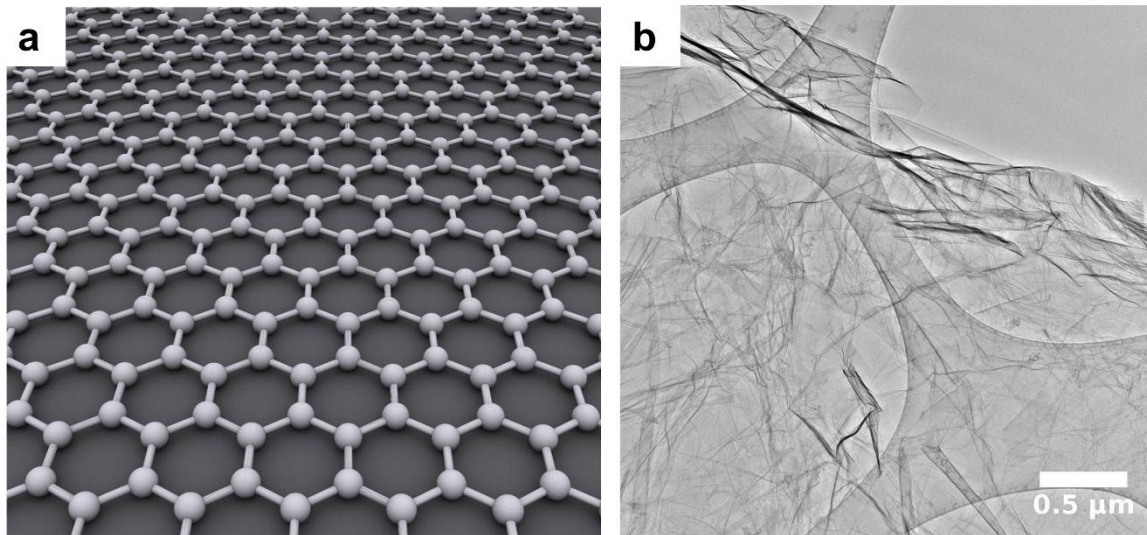
<sup>6</sup> Para una breve descripción de la técnica, ver III.8.3.

puede transportar densidades de corriente eléctrica seis órdenes de magnitud mayores que el cobre. Es impermeable a los gases, incluso al He. En la Figura VII.8 se muestra el esquema de una lámina ideal de grafito y una imagen obtenida con Microscopía Electrónica de Transmisión de Alta Resolución, HRTEM<sup>7</sup>.

Los investigadores habían predicho la existencia del grafeno, aunque creían que los materiales de sólo un átomo de espesor serían inestables. Se equivocaron.

Al escribir con un lápiz se generan laminillas de grafeno, pero son demasiado pequeñas y están desordenadas unas con respecto a otras, por lo que no ponen de manifiesto las propiedades de este material.

El laminado de óxido de grafeno, formado por el empaquetado de láminas paralelas previamente combinadas con oxígeno, es resistente, flexible, transparente y aislante.



**Figura VII.8.** a. La estructura cristalina ideal del grafeno es una retícula hexagonal. b. Micrografía HRTEM (*High Resolution Transmission Electron Microscopy*) de Grafeno. Note la escala de 0,5  $\mu\text{m}$ .

El término *grafeno* surge de la combinación de *grafito* y el sufijo *eno* propuesto por Hanns-Peter Boehm, quien describió las láminas de una capa de carbono en 1962.

#### VII.2.6. Nano espumas magnéticas (por un rato)

Esta nueva estructura fue creada por calentamiento de carbono con un láser de alta energía. A medida que el carbono alcanza temperaturas de alrededor de 10.000°C, se forma

---

<sup>7</sup> Ver III.8.3. para una breve descripción de la técnica.

una red tridimensional de nanotubos de carbono, cada uno de sólo unos pocos nanómetros de largo. Los investigadores que la sintetizaron consideran que la nanoespuma es la quinta forma conocida del carbono, además de grafito, diamante, fullerenos y nanotubos de carbono.

La nanoespuma posee una densidad muy baja. Es atraída por los imanes, aunque el efecto desaparece después de unas pocas horas a temperatura ambiente. La interacción de esta forma de carbono con los campos magnéticos, aunque sea por lapsos breves, es sorprendente ya que el carbono no es un elemento paramagnético.

### VII.3. El átomo de carbono se combina con el oxígeno

Los óxidos del carbono son principalmente dos, el monóxido de carbono CO y el dióxido de carbono CO<sub>2</sub>. En general, se considera que los compuestos de carbono carentes de hidrógeno pertenecen al ámbito de la química inorgánica.

#### VII.3.1. El monóxido de carbono

Es una molécula muy estable, con una energía de enlace de 1071,8 kJ/mol, el valor más alto para una molécula diatómica. La unión es triple, e involucra un orbital  $\sigma$  (formado a partir del solapamiento de orbitales híbridos  $sp$ ) y dos orbitales  $\pi$ , con una distancia de unión de 112,8 pm. Es el único compuesto conocido con un triple enlace entre el carbono y el oxígeno.

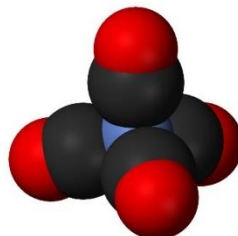
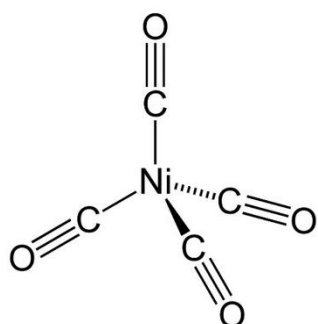


Los electrones no enlazados del carbono pueden ser cedidos a otras especies, lo que es particularmente peligroso en el caso del hierro presente en la hemoglobina de la sangre, con la que forma la carboxihemoglobina (VII.9.4.4. y Figura VII.49). La unión del CO con el Fe es prácticamente irreversible, por lo que su inhalación produce asfixia a nivel celular y puede ocasionar la muerte.

El monóxido de carbono se genera en combustiones donde el oxígeno es insuficiente, y lamentablemente se cobra muchas vidas por la calefacción con braseros o estufas en malas condiciones. También está presente en concentraciones significativas en el humo del tabaco, en los gases de combustión de motores fuera de punto, y en los incendios.

Un compuesto sumamente interesante desde el punto de vista químico, aunque altamente tóxico, es el tetracarbonilo de níquel (0), Ni(CO)<sub>4</sub>, un gas color amarillo pálido. Tal como se muestra en la Figura VII.9, es una molécula tetraédrica con un átomo central de Ni

en estado de oxidación cero unido a cuatro carbonilos (monóxido de carbono) a través de los carbonos.



**Figura VII.9.** Estructura de rayas y de esferas interpenetradas del tetracarbonilo de níquel (0).

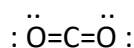
Al no tener carga eléctrica el compuesto es altamente volátil. Es utilizado en la obtención de níquel de alta pureza. Es muy peligroso, puede ser fatal tanto si se absorbe por la piel como si se inhala. Es soluble en lípidos, por lo que puede atravesar las membranas biológicas, ingresando al interior de las células, los alvéolos pulmonares, el tejido cerebral y la placenta. En estudios de laboratorio ha demostrado ser cancerígeno y teratógeno. Los teratógenos son capaces de producir daños congénitos (adquiridos durante la vida intrauterina).

El  $\text{Ni}(\text{CO})_4$  se descompone en el aire con producción de gas  $\text{CO}$ . Además de ser un agente de riesgo laboral, es uno de los tóxicos presentes en el humo del tabaco, y puede ocasionar alergias, enfermedades respiratorias y cáncer en los fumadores activos y pasivos.

El monóxido de carbono es un componente abundante en el espacio interestelar, principalmente en las nebulosas, lo mismo que el agua. Ambos desempeñan un papel importante en la formación de nuevas estrellas ya que, gracias a las intensas bandas de absorción de ambos compuestos en la región IR del espectro electromagnético, contribuyen a disipar el exceso de calor liberado en la condensación gravitacional de estos objetos. De no dispersarse hacia el exterior, este calor haría aumentar tanto la presión de los gases de la estrella que ésta no podría formarse.

### VII.3.2. El dióxido de carbono y su diagrama de fases

El dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$ , es una molécula lineal que involucra la unión mediante dos pares de dobles enlaces entre el carbono y sendos átomos de oxígeno.



El  $\text{CO}_2$  es un gas naturalmente presente en la atmósfera. Junto con el vapor de agua, el metano y otros compuestos, ejerce la importante función de retardar la pérdida de calor del planeta, lo que se conoce como efecto invernadero. Sin estas sustancias en la atmósfera, la temperatura media sería de  $19^\circ\text{C}$  bajo cero, con lo que no podría existir agua líquida sobre la superficie terrestre, y por lo tanto la vida sería imposible. El petróleo fue descubierto en 1859 en EE.UU., y en 1908 en Irán. La quema desenfrenada de combustibles fósiles en el último siglo y medio, siempre creciente, incrementa de manera sostenida los niveles atmosféricos de  $\text{CO}_2$ , desde 280 ppm en la época pre-industrial hasta valores de 412 ppm en 2022. Este aumento, junto al de otros gases como el metano, es el causante de la elevación de la temperatura media de la atmósfera, cuyas consecuencias a nivel global se describen bajo el nombre de “cambio climático”.

Un diagrama de fases es un gráfico de presión en función de temperatura donde se indican las zonas de estabilidad de cada fase pura: líquido, gas y variedades alotrópicas del sólido. Las líneas que limitan las distintas zonas indican los valores de presión y temperatura donde coexisten dos fases en equilibrio dinámico: sólido - gas, sólido - líquido y líquido - gas. Hay al menos dos puntos significativos en el diagrama: el punto triple y el punto crítico.

En el punto triple confluyen las tres líneas de los equilibrios antes citados, e indica un único valor posible de presión y de temperatura donde coexisten el sólido, el líquido y el gas en equilibrio.

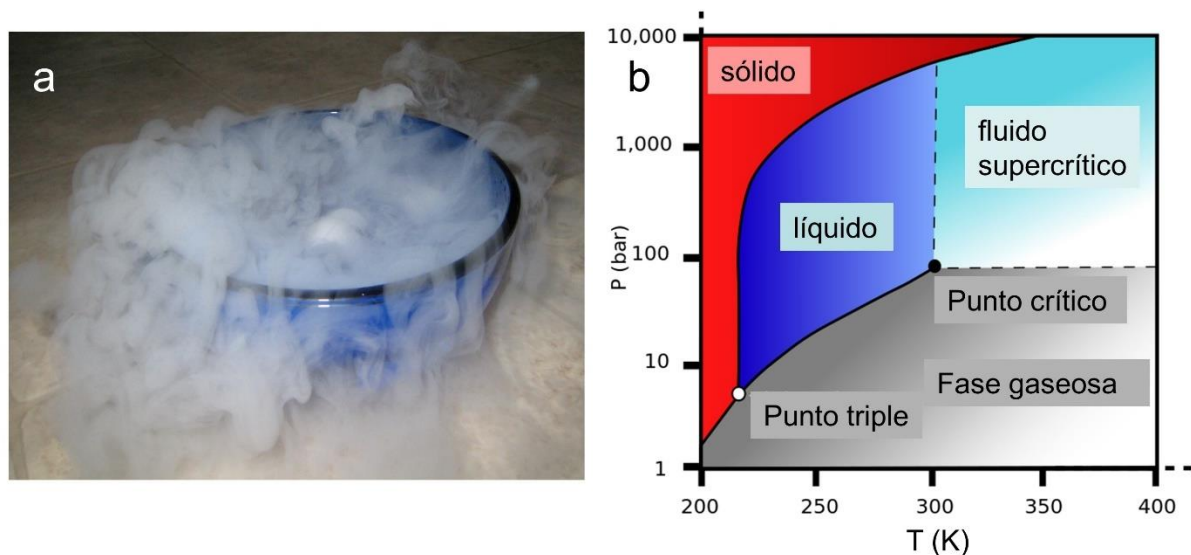
Por debajo del punto triple el  $\text{CO}_2$  puede estar tanto en estado sólido como gaseoso, pero no como líquido. Para licuar el gas la presión debe superar los 5066,27 hPa, cinco veces la presión atmosférica a nivel del mar, (1013,25 hPa). A la presión atmosférica, el dióxido de carbono sublima, es decir, pasa de sólido a gas sin pasar por el estado líquido, y de allí su nombre de “hielo seco” o nieve carbónica.

La Figura VII.10.a muestra una imagen de la sublimación del  $\text{CO}_2$  sólido a presión atmosférica y temperatura ambiente, y en la Figura VIII.10.b puede observarse el diagrama de fases para el dióxido de carbono.

De acuerdo con las leyes de la termodinámica se demuestra que, por ser la pendiente de la línea de equilibrio sólido - líquido ligeramente positiva, a una determinada temperatura el  $\text{CO}_2$  sólido es más denso que el líquido y se hunde en él.

El punto crítico indica los valores de presión y temperatura donde la rama correspondiente al equilibrio líquido - vapor termina abruptamente. Esto se debe a que, a partir del punto triple, el sistema de dióxido de carbono líquido en equilibrio con su vapor aumenta paulatinamente su presión de vapor a medida que aumenta la temperatura, manteniendo el equilibrio entre las dos fases. El aumento de la presión aplicada comprime el vapor de modo que su densidad crece, mientras que la del líquido, prácticamente

incompresible, permanece constante. En el punto crítico ambas densidades se igualan y la superficie de separación entre las fases desaparece. Formalmente el sistema es un gas, las moléculas fluyen con facilidad, su viscosidad y su tensión superficial son muy bajas, pero su densidad es propia de los líquidos: es un fluido supercrítico.



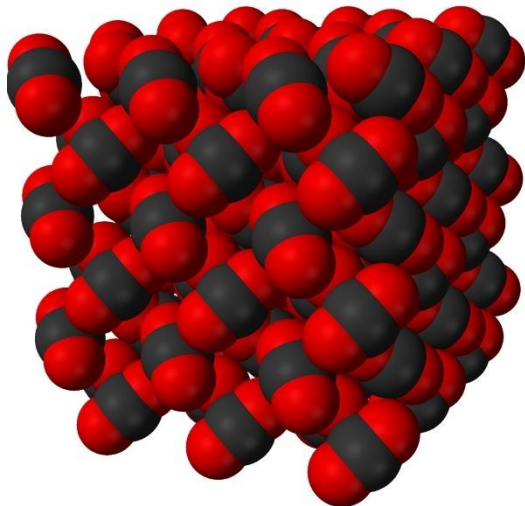
**Figura VII.10.** a. Sublimación del CO<sub>2</sub>. Bajo las condiciones ambientales de nuestro planeta, el CO<sub>2</sub> sólido pasa a la fase gaseosa sin pasar por el estado líquido. b. Diagrama de fases del CO<sub>2</sub>.

El punto crítico del CO<sub>2</sub> ocurre a 31,1 °C, y 7,38 MPa o 72,8 atm. El dióxido de carbono supercrítico es un excelente solvente de compuestos orgánicos, particularmente útil en la industria alimentaria. Se lo usa en la extracción de la cafeína de los granos de café, y dada su baja temperatura, pueden extraerse sustancias térmicamente inestables sin que se alteren, como es el caso de los perfumes y esencias presentes en flores y hojas. Por sus características gaseosas, es un solvente muy efectivo para materiales porosos. Los procesos extractivos son rápidos y no contaminantes, ya que se evita el uso de solventes orgánicos convencionales.

La Figura VII.11 presenta un modelo de la estructura del dióxido de carbono sólido, donde pueden observarse las moléculas lineales empaquetadas en diagonal.

El dióxido de carbono disuelto en agua, CO<sub>2</sub> (dis), da lugar a la formación del anión carbonato ácido o bicarbonato, HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>, y del anión carbonato, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, ampliamente difundidos en los ambientes naturales y en los seres vivos. Los océanos constituyen el mayor reservorio de estas especies. En la corteza terrestre el carbono está bajo la forma de carbonatos inorgánicos, como la piedra caliza. También en los esquistos, rocas sedimentarias arcillosas que contienen petróleo.





**Figura VII.11.** Modelo de la estructura del dióxido de carbono sólido. Observe que las moléculas son lineales y se ubican en un arreglo en diagonal.

Un papel importantísimo e irremplazable del  $\text{CO}_2$  en la biosfera es su participación como fuente de carbono para la síntesis de compuestos de carbono reducido mediante la fotosíntesis. Es además el producto de la respiración de todos los seres vivos aeróbicos (consumen

#### VII.4. ¡Qué buen amigo es el hidrógeno!

El elemento cuya electronegatividad es más parecida a la del carbono, casi la misma, es el hidrógeno. Si a esto le agregamos la capacidad del carbono de unirse con sus congéneres, no es de extrañar que entre carbono e hidrógeno se genere una enorme familia de compuestos con un número variable de uniones covalentes C-H prácticamente apolares.

Los compuestos que contienen solamente carbono e hidrógeno se denominan hidrocarburos. Sus estructuras y propiedades dependen del tipo de uniones presentes: simples en los alcanos, dobles en los alquenos y triples en los alquinos. La secuencia espacial de los carbonos en la estructura molecular de estos compuestos determina que sean lineales, ramificados o cíclicos. Los compuestos con alternancia de uniones dobles y simples se denominan conjugados y dan lugar al fenómeno conocido como *resonancia*: todas las uniones adquieren energía y distancia de enlace iguales, con valores intermedios entre los de uniones simples y dobles. Los compuestos cíclicos con enlaces dobles y simples resonantes reciben el nombre de aromáticos, como el benceno y sus numerosos derivados.

Las uniones en los alcanos son formadas por orbitales moleculares  $\sigma$ , producto del solapamiento de orbitales híbridos  $sp^3$  del carbono con los orbitales  $1s$  del hidrógeno, o de orbitales híbridos  $sp^3$  de dos carbonos vecinos.

Los compuestos del carbono pueden ser lineales o ramificados, lo que da lugar a la presencia de carbonos primarios, secundarios y terciarios. Los carbonos primarios son los terminales, donde sólo una de sus cuatro uniones corresponde a otro carbono. Los secundarios están unidos a dos carbonos, y los terciarios, a tres.

## VII. 5. Los grupos funcionales y algunas familias de compuestos

Los numerosísimos compuestos del carbono pueden ser organizados en una cantidad relativamente pequeña de familias cuyos miembros poseen propiedades químicas similares, consecuencia de la repetición en cada molécula de un conjunto de átomos conocido como *grupo funcional*. Este grupo se une al esqueleto carbonado de la molécula mediante una unión covalente.

*Los grupos funcionales determinan en gran medida las propiedades fisicoquímicas y la reactividad de los compuestos orgánicos.*

Los grupos funcionales más frecuentes son los que dan lugar a la formación de hidrocarburos (alcanos, alquenos y alquinos), halogenuros de alquilo, alcoholes, aldehídos, cetonas, éteres, aminas, epóxidos, tioles, ácidos carboxílicos y sus derivados: amidas, ésteres, nitrilos y anhídridos.

A continuación, mencionaremos algunos de ellos y unos pocos ejemplos. La nomenclatura de los compuestos orgánicos puede consultarse en cualquier libro de química orgánica.

### VII. 5.1. Alcanos, alquenos y alquinos

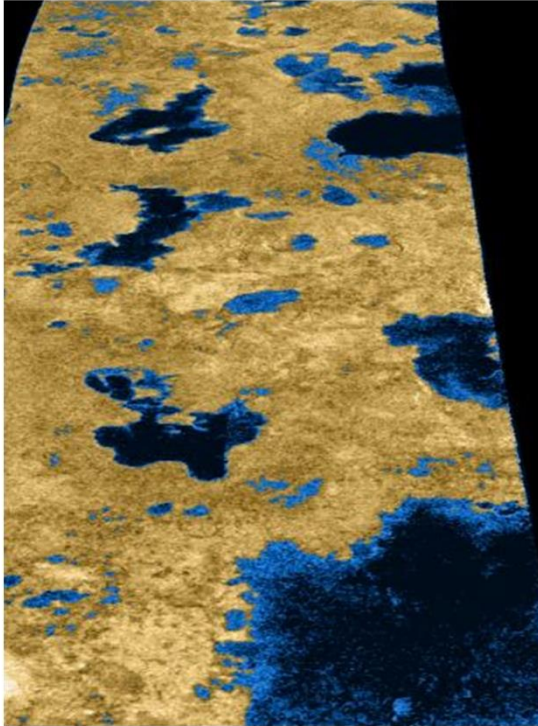
Los alcanos, alquenos y alquinos son compuestos formados únicamente por carbono e hidrógeno. Los de pocos carbonos son gaseosos, los de número intermedio de C son líquidos y los de muchos átomos de carbono son sólidos. Obviamente, bajo las condiciones de presión y temperatura de la superficie de nuestro planeta.

Desde los años noventa del siglo pasado se sospechaba la existencia de lluvias de metano líquido y su correlato, océanos o lagos de este hidrocarburo en la superficie de Titán, una de las lunas de Saturno. Las densas nieblas que ocultan la superficie del satélite impedían su visualización, hasta que en 2006 la sonda espacial Cassini<sup>8</sup> pudo obtener imágenes de radar

---

<sup>8</sup> La misión Cassini-Huygens es un proyecto cooperativo de la NASA, la Agencia Espacial Europea y la Agencia Espacial Italiana. El Jet Propulsion Laboratory, JPL, una división del Instituto de Tecnología de California, en Pasadena, dirige la Misión de la NASA. El orbitador Cassini fue desarrollado y

de la superficie que proporcionan evidencias convincentes de la presencia de grandes masas de metano líquido, Figura VII.12. En julio de 2015, la sonda espacial *New Horizons* detectó rocas de metano sólido sobre la superficie de Plutón.



**Figura VII.12.** Imagen de radar de la superficie de Titán, satélite de Saturno, tomada el 22 de julio de 2006 por la sonda Cassini. Se visualizan lagos de metano líquido en colores falsos. La imagen cubre aproximadamente 140 km de ancho.

Los hidrocarburos se encuentran en el subsuelo de nuestro planeta asociados al gas natural y al petróleo. Éste es una mezcla compleja de sustancias orgánicas, en su mayoría hidrocarburos, con pequeñas cantidades de otros compuestos que contienen oxígeno, nitrógeno, azufre y algunos metales como molibdeno y vanadio. La composición del petróleo es variable de una región a otra. Los combustibles fósiles constituyen una importantísima fuente de energía química cuya utilización ha tenido un impacto decisivo en el desarrollo de la era industrial, con enormes implicancias ambientales, económicas y geopolíticas.

Recientemente se ha incorporado la explotación de un tipo de rocas sedimentarias arcillosas, los esquistos bituminosos, que contienen materiales carbonáceos conocidos como querógeno, precursores del petróleo. De este material se obtiene petróleo y gas mediante procesos tecnológicos adecuados. Nuestro país posee esta variedad de yacimientos en Vaca Muerta, en las provincias de Neuquén, Río Negro y Mendoza, con una reserva potencial de 22.500 millones de barriles de petróleo, según estimaciones de YPF de 2012.

---

ensamblado en el JPL. El radar fue construido por el JPL y la Agencia Espacial Italiana, en colaboración entre el equipo de EE.UU. y varios países europeos. <http://saturn.jpl.nasa.gov/home/index.cfm>.  
Fecha de visita 25 08 2021.

Los alquenos contienen uno o más dobles enlaces. Un ejemplo es el eteno o etileno,  $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$ , gas normalmente presente en las frutas durante su maduración y responsable, junto a otros compuestos, de los cambios de sabor y de color de muchos frutos al madurar, como los tomates y las bananas.

El miembro más conocido de los alquinos es el acetileno,  $\text{HC}\equiv\text{CH}$ . Es un gas menos denso que el aire y altamente inflamable. La combustión con oxígeno puro produce una llama azul de muy alta temperatura, del orden de los 3.000 °C, utilizada en sopletes para soldar. En el pasado se utilizaba la intensa luz de la llama del acetileno en lámparas para iluminación.

### *VII. 5.2. Halogenuros de alquilo*

Contienen uno o más halógenos unidos a carbonos por uniones  $\text{sp}^3$ . Debido a las diferencias de electronegatividad entre el carbono y los halógenos, la unión resultante es covalente polar.

Ejemplos típicos son el clorometano,  $\text{CH}_3\text{Cl}$ , el triclorometano o cloroformo,  $\text{CHCl}_3$ , y compuestos mixtos con cloro y flúor, conocidos comercialmente como freones. Estos gases han sido utilizados masivamente como propelentes de aerosoles, espumantes en la industria del plástico y gas refrigerante en heladeras y equipos de aire acondicionado. Son compuestos muy estables desde el punto de vista químico, por lo que una vez liberados a la atmósfera alcanzan la estratosfera, donde participan en reacciones fotoquímicas que llevan a la destrucción del ozono. Por este problema su uso ha sido severamente cuestionado y paulatinamente se van reemplazando por otros compuestos. Los siguientes son ejemplos de freones: triclorofluorometano,  $\text{CCl}_3\text{F}$  (freón 11), diclorodifluorometano,  $\text{CCl}_2\text{F}_2$  (freón 12), clorotrifluorometano,  $\text{CClF}_3$  (freón 13). La primera cifra indica el número de carbonos y la segunda el número de átomos de flúor presentes en la molécula. También se utilizan freones derivados de halogenuros de etilo.

Los halogenuros de alquilo pueden formar polímeros, como el policloruro de vinilo o PVC y el politetrafluoretileno PTFE o Teflón, cuyas propiedades analizaremos en VII.12.

### *VII. 5.3. Alcoholes*

Esta familia de compuestos contiene el grupo funcional  $-\text{OH}$  unido a un carbono de un hidrocarburo. Ejemplos típicos son el metanol,  $\text{CH}_3\text{OH}$ , o alcohol de la madera y el etanol o alcohol etílico  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ , presente en las bebidas alcohólicas. Éste es un alcohol sumamente importante en la industria vitivinícola. Se desarrolla en el mosto de la uva durante la fermentación de la fructuosa, por la acción de las levaduras presentes en la piel de las uvas.

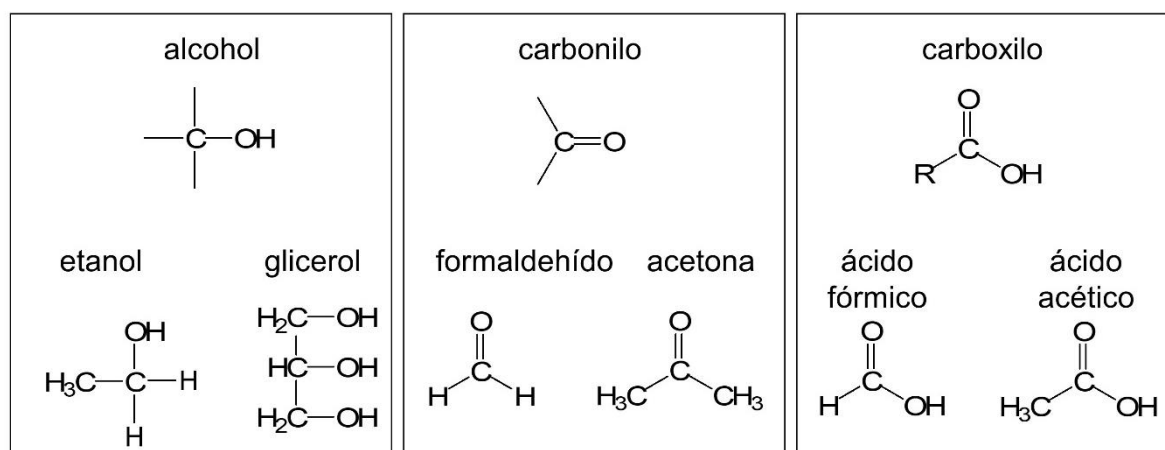
El etanol también se forma durante el leudado del pan por la presencia de levaduras, y es responsable, junto a otras sustancias, del olor del pan caliente. Industrialmente se obtiene por fermentación de los azúcares, a partir de caña de azúcar, maíz y otros granos, previamente tratados con enzimas.

Los alcoholes donde el grupo funcional oxidrilo está unido a un carbono terminal, como el metanol y el etanol, se denominan primarios; los alcoholes secundarios tienen el –OH unido al carbono secundario, por ejemplo, el alcohol isopropílico; y en los alcoholes terciarios, el grupo –OH se une a un carbono terciario.

Los alcoholes con dos y tres grupos –OH son los dioles y los trioles, respectivamente. Si tienen más de tres se los denomina polialcoholes. Un triol muy importante es el glicerol o glicerina, que participa en la formación de aceites y grasas. Es un líquido viscoso, incoloro, inodoro y de sabor dulzón como muchos polialcoholes, soluble en agua y en etanol. Es muy usado en cosmética, para la fabricación de cremas y jabones.

#### VII. 5.4. Aldehídos, cetonas y ácidos carboxílicos

Tanto los aldehídos como las cetonas se caracterizan por la presencia del grupo carbonilo,  $>C=O$ , Figura VII.13.



**Figura VII.13.** Algunos grupos funcionales y sus compuestos: alcoholes, aldehídos, cetonas y ácidos.

#### Aldehídos

El carbono del grupo carbonilo es primario y está unido además a un átomo de hidrógeno como mínimo,  $-HC=O$  o genéricamente  $-CHO$ . Ejemplos típicos son el metanal o formaldehído,  $H_2C=O$ . Las disoluciones acuosas al ~40% se conocen con el nombre de formol, usado como antiséptico. Su utilización no es recomendable por ser probablemente

cancerígeno. Otro ejemplo es el acetaldehído,  $\text{CH}_3\text{CHO}$ , de importancia biológica. Se produce en el hígado por la descomposición del alcohol etílico, y es el responsable de los signos de intoxicación propios de la ingesta excesiva de alcohol.

### Cetonas

Poseen un grupo carbonilo secundario. Una de las más conocidas por su uso como solvente y quita esmalte es la acetona,  $\text{CH}_3\text{COCH}_3$ .

### Ácidos orgánicos

El carbono del grupo carbonilo en los ácidos es siempre primario y va acompañado de un grupo  $-\text{OH}$  unido al mismo carbono, formando el grupo carboxilo,  $-\text{COOH}$ . Los ácidos carboxílicos fueron analizados en el Capítulo VI en relación con sus propiedades ácidas. Son componentes naturales de las frutas y poseen numerosas aplicaciones en la industria alimentaria. Pueden tener uno o más grupos carboxilos en la molécula. Ejemplos típicos de ácidos monocarboxílicos o monopróticos son el ácido *fórmico*,  $\text{HCOOH}$ , y el ácido acético,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . El primero es el más simple de los ácidos orgánicos, y es el responsable, junto a otras sustancias, del ardor de las picaduras de hormigas, avispas y otros insectos. Es un componente de las lluvias ácidas, y ha sido detectado fuera de nuestro planeta, en los cometas y en las nebulosas. El ácido acético es un componente del vinagre y se genera por la oxidación del etanol. Únicamente el protón del grupo  $-\text{OH}$  tiene propiedades ácidas.

En la Figura VII.14 se muestran algunos ácidos dicarboxílicos, y el ácido *cítrico* (tricarboxílico), descrito en el Capítulo VI.

El ácido *oxálico* está presente en las hojas de varias plantas, como las espinacas. Forma una sal insoluble de calcio, el oxalato de calcio, responsable de la formación de un tipo de cálculos renales.

El ácido *tartárico* posee dos grupos carboxílicos y dos grupos alcohol en una cadena de cuatro carbonos. Está contenido en varias frutas, principalmente uvas y se usa como aditivo en la industria alimentaria.

El ácido *málico* se encuentra en una amplia variedad de verduras y frutas, principalmente uvas, membrillos y manzanas.

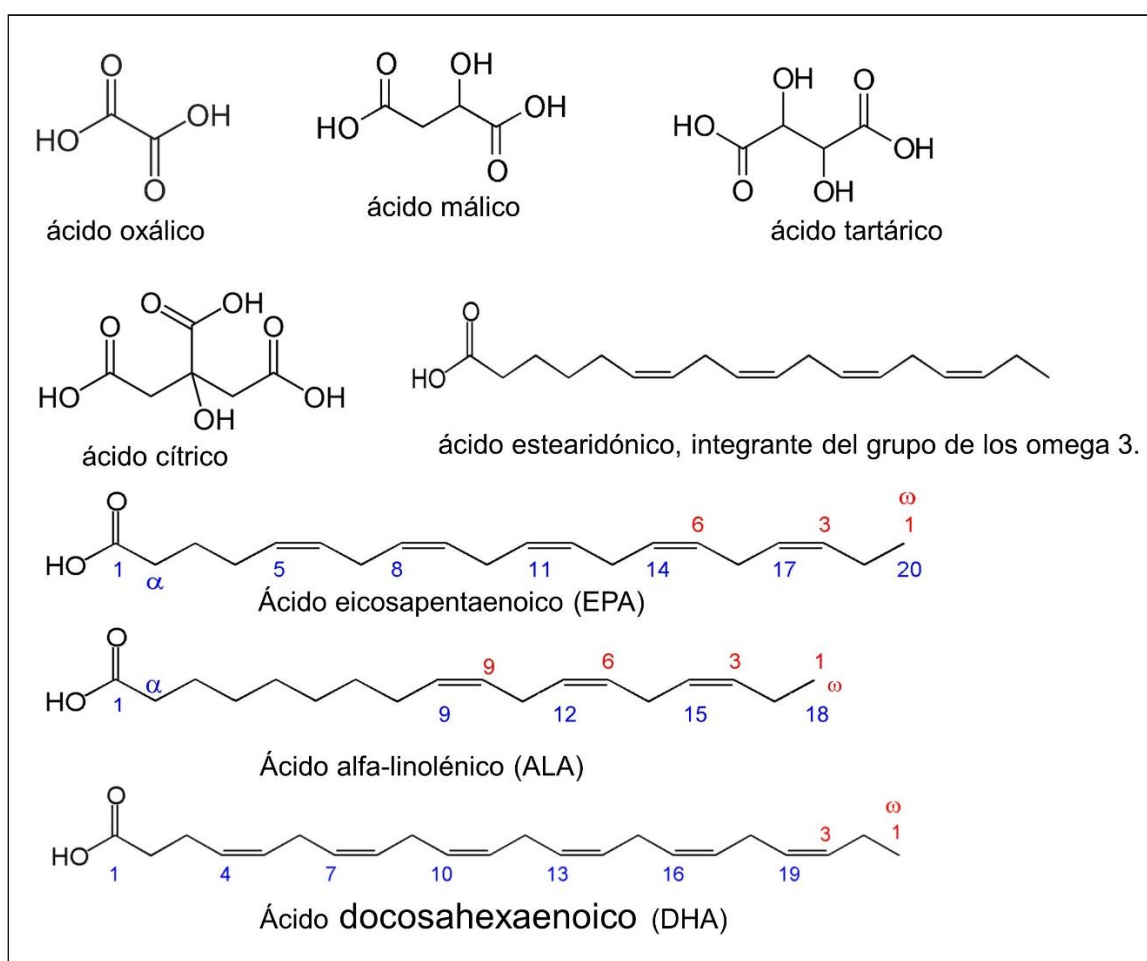
Los ácidos grasos son ácidos monocarboxílicos de cadena larga. Pueden ser saturados o insaturados.

Los ácidos grasos saturados contienen solamente enlaces simples  $\text{C}-\text{C}$  y la fórmula genérica es  $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_n-\text{COOH}$ .

Los ácidos láurico  $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{10}-\text{COOH}$  y esteárico  $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{16}-\text{COOH}$  son ejemplos típicos de ácidos grasos saturados.

Los ácidos grasos insaturados presentan uno o más dobles enlaces  $>C=C<$ . Como el ácido palmitoleico  $CH_3-(CH_2)_5-CH=CH-(CH_2)_7-COOH$  y el linoleico,  $CH_3-(CH_2)_4-CH=CH-CH_2-CH=CH-(CH_2)_7-COOH$ .

Los ácidos grasos poliinsaturados contienen varios dobles enlaces. Entre ellos, los más importantes por su valor alimentario son los ácidos *omega 3*, cuyos miembros más destacados son el ácido alfa-linolénico, el eicosapentaenoico y el docosahexaenoico, Figura VII.14. Son ácidos grasos esenciales, ya que el organismo no puede sintetizarlos y debe tomarlos de los alimentos. Se encuentran principalmente en el pescado, en los frutos secos como las nueces, en las patatas y en semillas, como las de chía y de lino.



**Figura VII.14.** Algunos ácidos orgánicos importantes en la naturaleza.

### VII. 5.5. Éteres, epóxidos, tioles y aminas

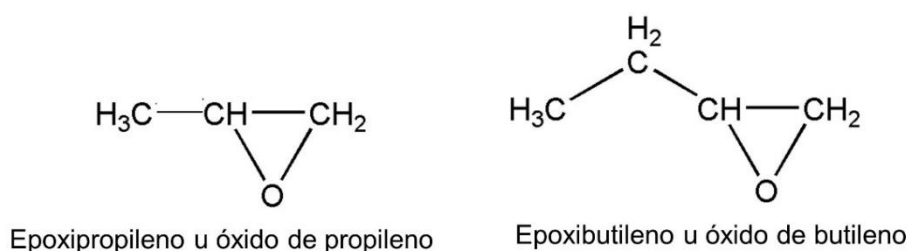
Otros grupos funcionales son los éteres, epóxidos, tioles y aminas.

## Éteres

En estos compuestos un átomo de oxígeno establece un puente entre dos grupos alquilo, como es el caso del dietiléter o éter etílico usado como anestésico  $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ . Otros ejemplos son el dimetil éter  $\text{CH}_3\text{OCH}_3$ , o el metiletil éter,  $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_3$ .

## Epóxidos

Presentan un átomo de oxígeno que hace un puente entre dos átomos de carbono unidos entre sí mediante un sólo enlace covalente. También pueden describirse como estructuras que poseen un anillo de tres miembros de los cuales uno es oxígeno y los otros dos son carbonos. Son sustancias líquidas e incoloras, solubles en alcohol y otros solventes orgánicos. Son compuestos muy reactivos. Un ejemplo ampliamente difundido en la industria química es el epoxipropileno u óxido de propileno. Se lo utiliza en la obtención de polioles, glicoles y polímeros como el poliestireno expandido y el caucho sintético; también para la producción de detergentes, disolventes y otros productos. Dada su alta reactividad, es un compuesto sumamente inflamable, explosivo, tóxico por cualquier vía (contacto con la piel, respiración o ingesta), cancerígeno y teratógeno. El epoxibutileno presenta propiedades similares a las del epoxipropileno. En la Figura VII.15 se muestran sus estructuras.



**Figura VII.15.** Ejemplos de epóxidos: epoxipropileno y epoxibutileno.

## Tioles

Son compuestos órgano azufrados que poseen un grupo sulfhidrilo unido a un carbono ( $-\text{C}-\text{SH}$ ). Son similares a los alcoholes en el sentido de que el átomo de azufre toma la misma posición que el oxígeno en dichos compuestos. Poseen olor fuerte y desagradable, parecido al ajo, y se agregan al gas natural (que es inodoro), para detectar las pérdidas. Los siguientes son ejemplos de tioles: metanotiol,  $\text{CH}_3\text{SH}$ , etanotiol,  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{SH}$ , 1-propanotiol  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{SH}$ , 2-propanotiol,  $-\text{CH}_3\text{CH}(\text{SH})\text{CH}_3$ . La cisteína es un aminoácido que contiene el grupo tiol, como veremos después.

## Aminas

Contienen el grupo amino  $-\text{NH}_2$  y pueden considerarse como derivadas del amoníaco, por sustitución de uno o más hidrógenos por grupos alquilo, iguales o distintos. Las aminas son



bases débiles, como vimos en el Capítulo VI. Ejemplos: metil amina  $\text{CH}_3\text{NH}_2$ ; dimetil amina  $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$ ; trimetil amina  $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ ; metil etil amina  $\text{CH}_3\text{NHCH}_2\text{CH}_3$ .

#### VII.5.6. Derivados de los ácidos carboxílicos

Entre los principales derivados de los ácidos carboxílicos tenemos sales, ésteres, amidas, anhídridos y nitrilos. Mencionaremos algunos de ellos.

##### Sales

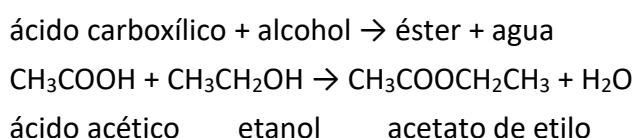
Los ácidos orgánicos, al igual que los inorgánicos, reaccionan con las bases para formar la sal iónica correspondiente, con pérdida de una molécula de agua. Así, el ácido acético reacciona con el hidróxido de sodio para formar acetato de sodio más agua, tal como se discutió en el Capítulo VI:



Las sales de sodio y potasio de ácidos grasos de cadena larga son los jabones, conocidos desde la antigüedad por su capacidad de emulsionar las grasas y así lavar telas y superficies sucias. Sus propiedades serán discutidas en el Capítulo VIII.

##### Ésteres

Los ácidos también reaccionan con los oxidrilos de los alcoholes, formando un grupo de numerosos compuestos ampliamente distribuidos en la naturaleza, conocidos como ésteres.



Hay tres grupos importantes de ésteres de origen natural: los responsables de los aromas frutales, los lípidos (grasas y aceites) y las ceras. Otros ésteres tienen importancia en la industria farmacéutica y en la industria química, en particular la de los polímeros.

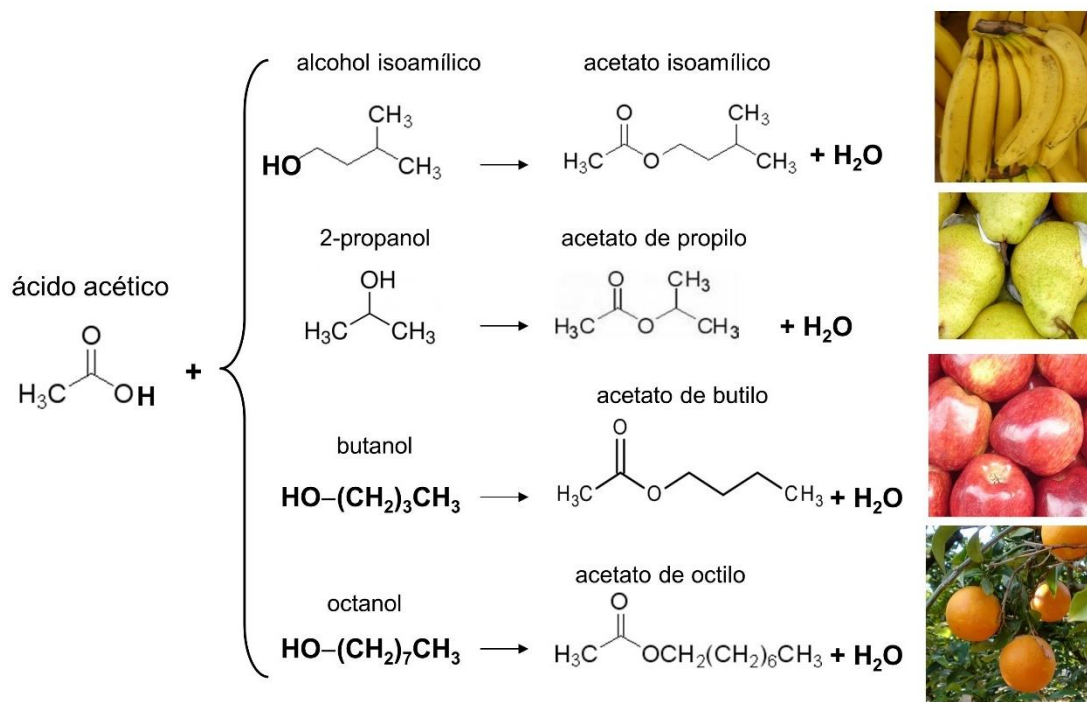
##### Esencias frutales

Los ésteres de bajo peso molecular (formados por ácidos y alcoholes de pocos carbonos) tienen olores muy agradables y se encuentran, junto con otras sustancias, en el aroma de las frutas. En la Figura VII.16 se mencionan algunos ésteres del ácido acético y las frutas en los que predominan.

## Grasas y aceites

Integran los lípidos. Los aceites y las grasas son ésteres de ácidos orgánicos de cadena larga y alcoholes. Cuando el alcohol es el trialcohol glicerol o glicerina, reciben el nombre de triglicéridos, Figura VII.17. Las tres moléculas de ácidos grasos que se unen al glicerol pueden ser iguales o diferentes. Por ejemplo, en el aceite de oliva, el 62% de los triglicéridos está formado a partir del glicerol y tres moléculas del ácido oleico y un 30% corresponde a un triglicérido donde uno de los ácidos oleicos ha sido reemplazado por el ácido palmítico.

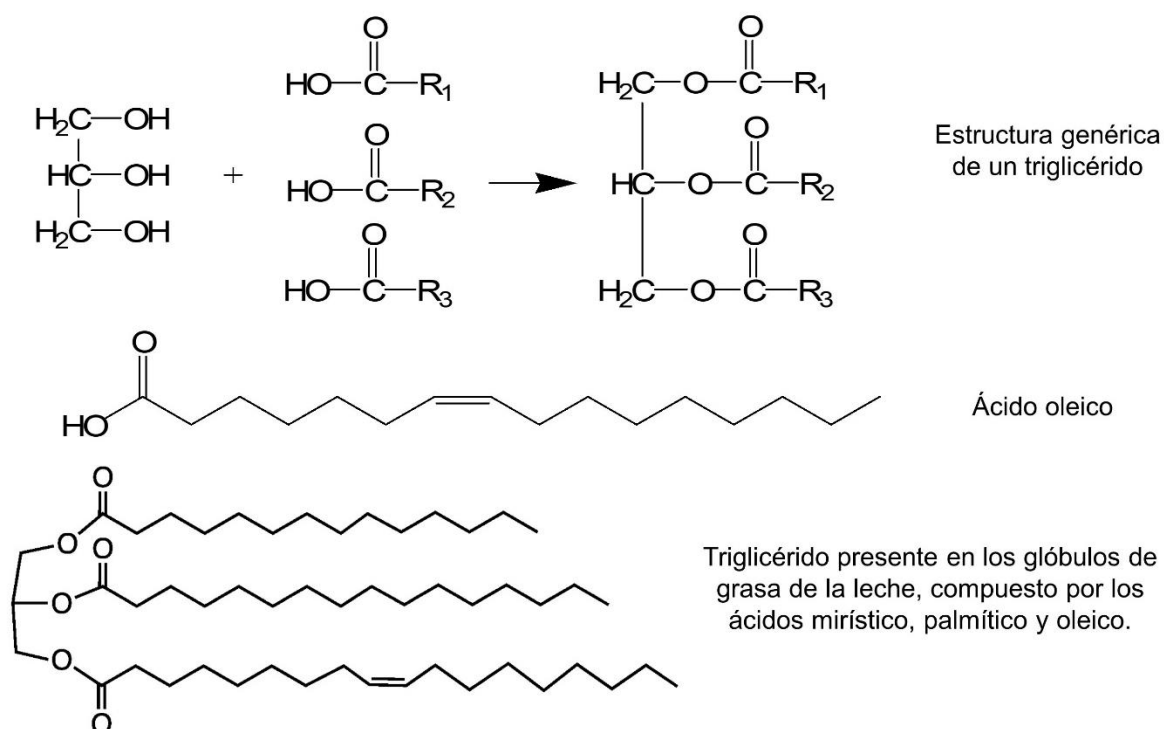
El *ácido oleico* o *cis-9-octadecenoico*,  $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{COOH}$  es monoinsaturado, y pertenece al grupo de los llamados omega 9. Abunda en los aceites vegetales, principalmente de oliva y de palta, y son muy saludables. No puede decirse lo mismo del ácido palmítico o hexadecanoico,  $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{14}\text{COOH}$ , saturado, responsable, entre otros factores, del aumento de colesterol en sangre. Es propio de las grasas animales y del aceite de coco.



**Figura VII.16.** Los aromas de varias frutas responden a la presencia, entre otras sustancias, de ésteres del ácido acético. En este caso se indica el principal componente en el aroma de bananas, peras, manzanas y naranjas.

Una variedad sumamente importante por sus funciones biológicas son los lípidos anfifílicos, que presentan además de las cadenas policarbonadas de los ácidos grasos, una región no lipídica de carácter polar, soluble en agua.

Un caso particularmente interesante son los fosfolípidos, en los que el glicerol se une a dos ácidos grasos, uno saturado y el otro insaturado, y la tercera posición está esterificada con ácido fosfórico. La presencia de un grupo iónico hace que las moléculas tengan una región soluble en agua y la otra no, lo que ejerce un efecto ordenador. Mientras las cabezas polares se orientan hacia el agua, las cadenas hidrocarbonadas de los ácidos grasos tienden a alinearse de forma compacta, creando un ambiente libre de agua. Este efecto es fundamental en la formación de micelas (ver VIII.6.4) y de membranas biológicas.



**Figura VII.17.** Estructura general de los triglicéridos.  $R_1$ ,  $R_2$  y  $R_3$  corresponde a las cadenas hidrocarbonadas de los ácidos grasos, que pueden ser iguales o diferentes. El ácido oleico es un ácido graso insaturado presente mayoritariamente en los triglicéridos del aceite de oliva, palta y otros vegetales. También está entre los ácidos grasos de la leche.

### Ceras

También son ésteres, pero no de glicerol sino de alcoholes primarios de cadena larga. La cera de abeja contiene principalmente el éster miricina, formado por el alcohol mirícico, de 30 carbonos,  $\text{CH}_3\text{-(CH}_2\text{)}_{28}\text{-CH}_2\text{OH}$  y el ácido palmítico,  $\text{CH}_3\text{-(CH}_2\text{)}_{14}\text{COOH}$ .



### Amidas

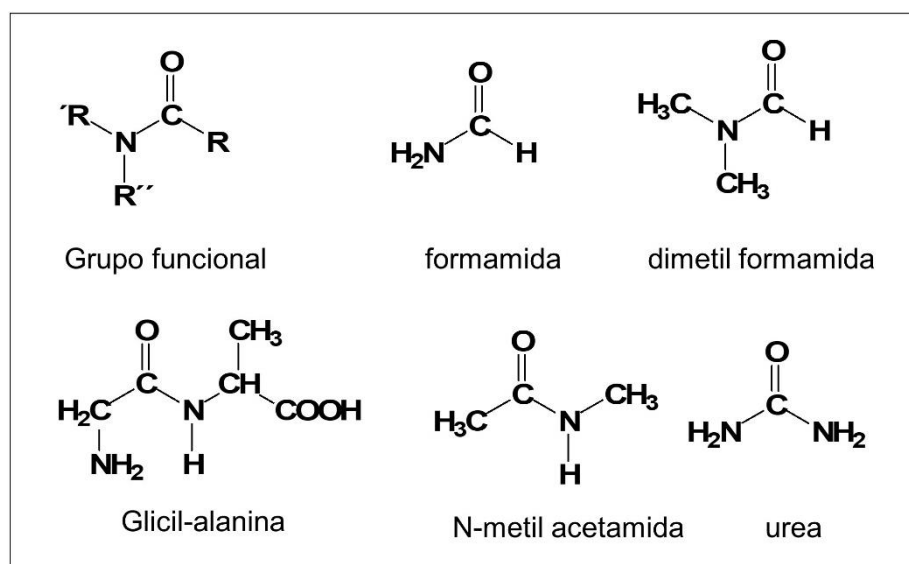
En estos compuestos un grupo hidroxilo del ácido es reemplazado por una amina o una amina sustituida. En la Figura VII.18 se muestra el grupo funcional de las aminas, donde  $R'$  y  $R''$

pueden ser hidrógenos u otros sustituyentes. En la misma figura se muestran las estructuras de la formamida,  $\text{HCONH}_2$ , la más simple de todas las amidas, y otros ejemplos.

Las proteínas son macromoléculas biológicas formadas por un tipo particular de amidas, los  $\alpha$ -aminoácidos. Se discutirán en VII.9.4.

La urea es un caso particular de amida en la que dos aminos se han unido al mismo grupo carbonilo. La urea se elimina en la orina y en las heces, y es el compuesto final del metabolismo de las proteínas en los animales. En la industria química participa en la síntesis de algunos polímeros.

Otros grupos funcionales con nitrógeno son las iminas y los nitrilos, pero no los consideraremos aquí.

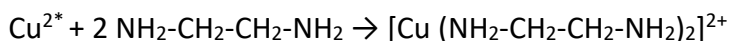


**Figura VII.18.** Grupo funcional de las amidas y algunos ejemplos.

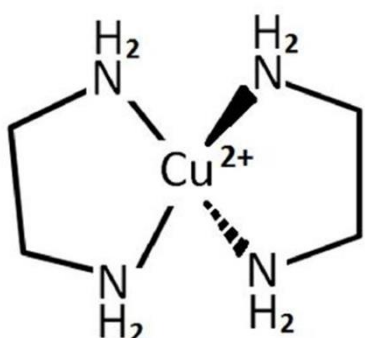
#### VII.5.7. Grupos funcionales como ligandos

Tal como discutimos en VI.7, las especies químicas que poseen pares electrónicos sin compartir pueden comportarse como ligandos para la formación de compuestos complejos. Tal es el caso de varios grupos funcionales, sobre todo si disponen de átomos de nitrógeno o de oxígeno con pares de electrones libres. A veces la molécula posee un único grupo donador, y son en consecuencia ligandos monodentados. Otras veces una misma molécula puede contener más de dos grupos donadores, en cuyo caso hablamos de ligandos polidentados. Un ejemplo típico de ligando bidentado es la etilendiamina, en la que los pares electrónicos que

participan en las dos uniones con el ión central pertenecen a cada átomo de nitrógeno, tal como indican los dos puntos sobre cada uno de ellos.

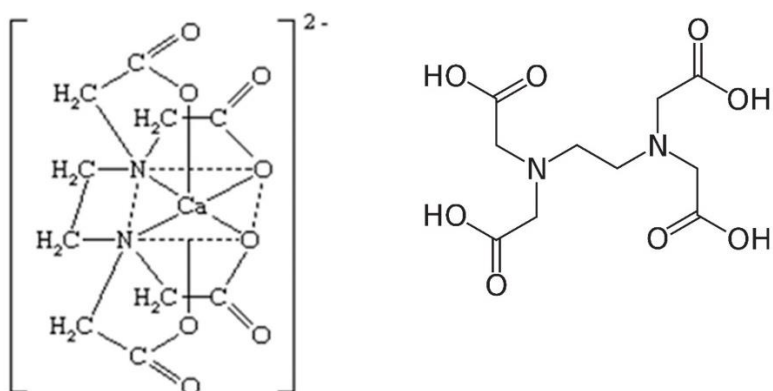


Para formarse las uniones, la molécula se dobla sobre sí misma como una pinza, Figura VII.19. Este tipo de complejos se denominan quelatos, del griego "pinza".



**Figura VII.19.** Complejo de cobre con dos moléculas de etilendiamina: bis(etilendiamina) Cu (II).

Uno de los ligandos polidentados más conocidos es el ácido etilendiamino tetraacético, EDTA, formado por etilendiamina en la que cada nitrógeno está unido a dos moléculas de ácido acético. Posee seis sitios de unión: el par electrónico de los dos nitrógenos y los cuatro oxígenos del ácido acético, Figura VII.20. La molécula de EDTA envuelve al catión central de índice de coordinación seis, formando complejos muy estables, aunque también acompleja otros cationes, como zinc y magnesio, usando sólo cuatro de sus sitios de coordinación.



ácido etilendiamina tetraacético

**Figura VII.20.** El ácido etilendiamina tetraacético EDTA y algunos de sus complejos. Una única molécula de EDTA posee seis grupos ligando. Complejos similares se forman con otros cationes metálicos de índice de coordinación 4 o 6.

### VII.5.8. Algunas propiedades de las familias de compuestos

Los compuestos que integran una misma familia tienen propiedades comunes, aunque se observan diferencias entre los diferentes integrantes del grupo. Para una dada propiedad, pueden establecerse secuencias crecientes o decrecientes, según la variación en el número de carbonos, explicables en términos cualitativos. En la Tabla VIII.2 se listan algunas propiedades físicas relevantes para las principales familias de compuestos orgánicos, tales como temperatura de ebullición normal ( $T_{eb}$ ), temperatura de fusión normal ( $T_{fus}$ ) es decir, las temperaturas a las que los líquidos hierven o los sólidos se funden a la presión atmosférica a nivel del mar. Se incluyen también densidad a 25°C, y miscibilidad en agua líquida y los grupos funcionales correspondientes a cada familia.

| Compuesto  | Nombre                         | $T_{eb}$<br>(°C) | $T_{fus}$<br>(°C) | $\delta_{25^\circ C}$<br>(g/mL) | ¿Miscible<br>con agua? |
|--|--------------------------------|------------------|-------------------|---------------------------------|------------------------|
| <b>ALCANOS (R-H) <math>C_nH_{2n+2}</math></b>  |                                |                  |                   |                                 |                        |
| CH <sub>4</sub>  | <u>Metano</u>                  | -164             | -183              | ---                             | ---                    |
| CH <sub>3</sub> -CH <sub>3</sub>   | Etano                          | -89              | -183              | ---                             | ---                    |
| CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>  | n-propano                      | -42              | -189              | ---                             | ---                    |
| CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>                                   | n-butano                       | 0                | -138              | ---                             | ---                    |
| CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>                  | n-pentano                      | 36               | -130              | 0,66                            | NO                     |
| CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub> | <u>n-hexano</u>                | 69               | -95               | 0,68                            | NO                     |
| <b>ALQUENOS (R-CH=CH-R') <math>C_nH_{2n}</math></b>  |                                |                  |                   |                                 |                        |
| H-CH=CH-H  | Eteno o etileno                | -104             | -169              | 0,57                            | ---                    |
| CH <sub>3</sub> -CH=CH-H   | Propeno                        | -47              | -185              | 0,52                            | ---                    |
| CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH=CH-H  | 1-buteno                       | -6               | -185              | 0,59                            | ---                    |
| CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH=CH-H   | 1-penteno                      | 30               |                   | 0,64                            | ---                    |
| <b>ALQUINOS (R-C≡C-R') <math>C_nH_{2n-2}</math></b>  |                                |                  |                   |                                 |                        |
| H-C≡C-H  | Etino ó acetileno              | -57              | -81               | 0,62                            | ---                    |
| CH <sub>3</sub> -C≡C-H   | Propino                        | -23              | -101              | 0,67                            | ---                    |
| CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -C≡C-H  | 1-butino                       | 8                | -126              | 0,67                            | ---                    |
| CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -C≡C-H   | 1-pentino                      | 40               | -90               | 0,70                            | NO                     |
| <b>HALUROS DE ALQUILO (R-X)</b>  |                                |                  |                   |                                 |                        |
| CH <sub>3</sub> F  | Fluorometano                   | -78              |                   | ---                             | ---                    |
| CH <sub>3</sub> Cl   | Clorometano                    | -24              |                   | ---                             | ---                    |
| CH <sub>3</sub> Br   | Bromometano                    | 4                |                   | ---                             | ---                    |
| CH <sub>3</sub> I  | Iodometano                     | 42               | -66               | 2,28                            | NO                     |
| CH <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>  | Diclorometano                  | 40               |                   | 1,34                            | NO                     |
| CHCl <sub>3</sub>  | Triclorometano                 | 61               |                   | 1,50                            | NO                     |
| CCl <sub>4</sub>   | <u>Tetracloruro de carbono</u> | 77               |                   | 1,60                            | NO                     |
| <b>ALCOHOLES (R-OH)</b>  |                                |                  |                   |                                 |                        |
| CH <sub>3</sub> OH   | Metanol                        | 65               | -97               | 0,79                            | SI                     |

|  |                               |      |      |      |            |
|--|-------------------------------|------|------|------|------------|
| CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> OH  | <u>Etanol</u>                 | 78   | -114 | 0,79 | SI         |
| CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> OH   | 1-Propanol                    | 97   | -126 | 0,80 | SI         |
| CH <sub>3</sub> -CH(OH)-CH <sub>3</sub>  | 2-Propanol                    | 82   | -89  | 0,79 |            |
| CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> OH                                  | 1-Butanol                     | 118  | -90  | 0,79 | 0,08 g/mL  |
| CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH(OH)-CH <sub>3</sub>   | 2-Butanol                     | 108  | -114 | 0,81 | 0,29 g/mL  |
| (CH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> COH  | <u>2-metil-2-propanol</u>     | 83   | 25   | 0,79 |            |
| CH <sub>2</sub> (OH)-CH(OH)-CH <sub>2</sub> (OH)   | <u>Glicerol o glicerina</u>   | 290  |      | 1,26 | SI (lento) |
| <b>ALDEHIDOS (R-C(O)H)</b>   |                               |      |      |      |            |
| HC(O)H   | Formaldehído o metanal        | -21  | -92  | 0,82 |            |
| CH <sub>3</sub> -C(O)H   | Acetaldehído o etanal         | 21   | -123 | 0,78 | SI         |
| CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -C(O)H  | Propanal                      | 49   | -81  | 0,81 |            |
| CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -C(O)H   | Butanal                       | 75   | -97  | 0,82 |            |
| CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -C(O)H                              | Pentanal                      | 103  | -91  | 0,82 |            |
| C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> C(O)H  | <u>Benzaldehido</u>           | 179  | -56  | 1,05 | NO         |
| <b>CETONAS (R-C(O)-R')</b>   |                               |      |      |      |            |
| CH <sub>3</sub> -C(O)-CH <sub>3</sub>  | <u>2-propanona o acetona</u>  | 56   | -95  | 0,79 | SI         |
| CH <sub>3</sub> -C(O)-CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>   | 2-butanona                    | 80   | -86  | 0,81 |            |
| CH <sub>3</sub> -C(O)-CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>                                | 2-pentanona                   | 102  | -78  | 0,81 |            |
| CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -C(O)-CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>                                | 3-pentanona                   | 101  | -41  | 0,81 |            |
| <b>ÁCIDOS CARBOXÍLICOS (RC(O)OH)</b>   |                               |      |      |      |            |
| HC(O)OH  | Ácido fórmico o metanoico     | 101  | 8    |      | SI         |
| CH <sub>3</sub> -C(O)OH  | <u>Ac. acético o etanoico</u> | 118  | 17   |      | SI         |
| CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -C(O)OH   | Ácido propiónico o propanoico | 141  | -21  |      | SI         |
| CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -C(O)OH  | Ac. Butírico o butanoico      | 163  | -6   |      | SI         |
| <b>ETERES (R-O-R')</b>   |                               |      |      |      |            |
| CH <sub>3</sub> -O-CH <sub>3</sub>   | Dimetil éter                  | -25  | -140 | ---  |            |
| CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -O-CH <sub>3</sub>  | Etil metil éter               | 10,8 | ---  | 0,72 |            |
| CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -O-CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>                                   | <u>Dimetil éter</u>           | 35   | -116 | 0,71 |            |
| CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -O-CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub> | Di-n-propil-éter              | 91   | -122 | 0,74 |            |
| <b>ÉSTERES (R-C(O)O-R')</b>  |                               |      |      |      |            |
| HC(O)-O-CH <sub>3</sub>  | Formiato de metilo            | 32   | -100 | 0,98 | SI         |
| HC(O)-O-CH <sub>2</sub> CH <sub>3</sub>  | <u>Formiato de etilo</u>      | 54   | -80  | 0,92 | SI         |
| CH <sub>3</sub> C(O)-O-CH <sub>3</sub>   | Acetato de metilo             | 57   | -98  | 0,93 |            |
| CH <sub>3</sub> C(O)-O-CH <sub>2</sub> CH <sub>3</sub>   | Acetato de etilo              | 77   | -84  | 0,90 |            |
| <b>AMINAS (RNH<sub>2</sub>, RNHR', RNR'R'')</b>  |                               |      |      |      |            |
| CH <sub>3</sub> -NH <sub>2</sub>   | Metil amina                   | -7   | -93  |      | SI         |
| CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -NH <sub>2</sub>  | Etil amina                    | 17   | -81  |      | SI         |
| CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -NH <sub>2</sub>                                     | n-propil amina                | 48   | -83  |      |            |
| CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -NH <sub>2</sub>                    | n-butil amina                 | 77   | -50  |      |            |
| (CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> NH <sub>2</sub>  | Dimetil amina                 | 7    | -96  |      | SI         |
| (CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> NH <sub>2</sub>                                       | Dietil amina                  | 56   | -42  |      | SI         |

|  |                    |     |      |  |  |
|--|--------------------|-----|------|--|--|
| $(\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2)_2\text{NH}_2$ | Di n-propil amina  | 111 | -40  |  |  |
| $(\text{CH}_3)_3\text{NH}_2$                         | trimetil amina     | 4   | -117 |  |  |
| $(\text{CH}_3\text{-CH}_2)_3\text{NH}_2$             | triethyl amina     | 90  | -115 |  |  |
| $(\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2)_3\text{NH}_2$ | tri n-propil amina | 156 | -94  |  |  |

**Tabla VII.2.** Propiedades físicas de compuestos orgánicos

## VII.6. Para saber un poco más: La Química del carbono y de otros compuestos en el medio interestelar

*“Si la química es la ciencia de las transformaciones moleculares, es justo decir que la química comienza en las frías, oscuras regiones entre las estrellas.”*

*Helen J. Fraser, Universidad de Leiden, Holanda*

### VII.6.1. El laboratorio más grande jamás pensado

¿Nos hemos preguntado alguna vez, qué procesos químicos ocurren fuera de nuestro planeta?

En noches despejadas sin luna, lejos de las luces de la ciudad, se pueden ver a lo largo de nuestra galaxia, la Vía Láctea, manchas oscuras, las nebulosas. Se trata de masas enormes de gas y polvo que se extienden por vastas regiones del disco galáctico. Son formaciones fascinantes para los astrónomos, ya que en ellas permanentemente nacen estrellas. Son, además, verdaderos “laboratorios” donde se sintetizan y reaccionan una gran variedad de compuestos químicos.

Tal como ocurre en nuestros laboratorios, las moléculas, átomos y iones que existen en las estrellas o en el espacio interestelar emiten o absorben (si las temperaturas son muy altas o muy bajas, respectivamente) radiación en las diferentes regiones del espectro electromagnético. Las frecuencias absorbidas o emitidas constituyen el espectro de cada sustancia, el que depende de su estructura química. Es como la “huella dactilar” de cada compuesto, que posibilita su detección y cuantificación.

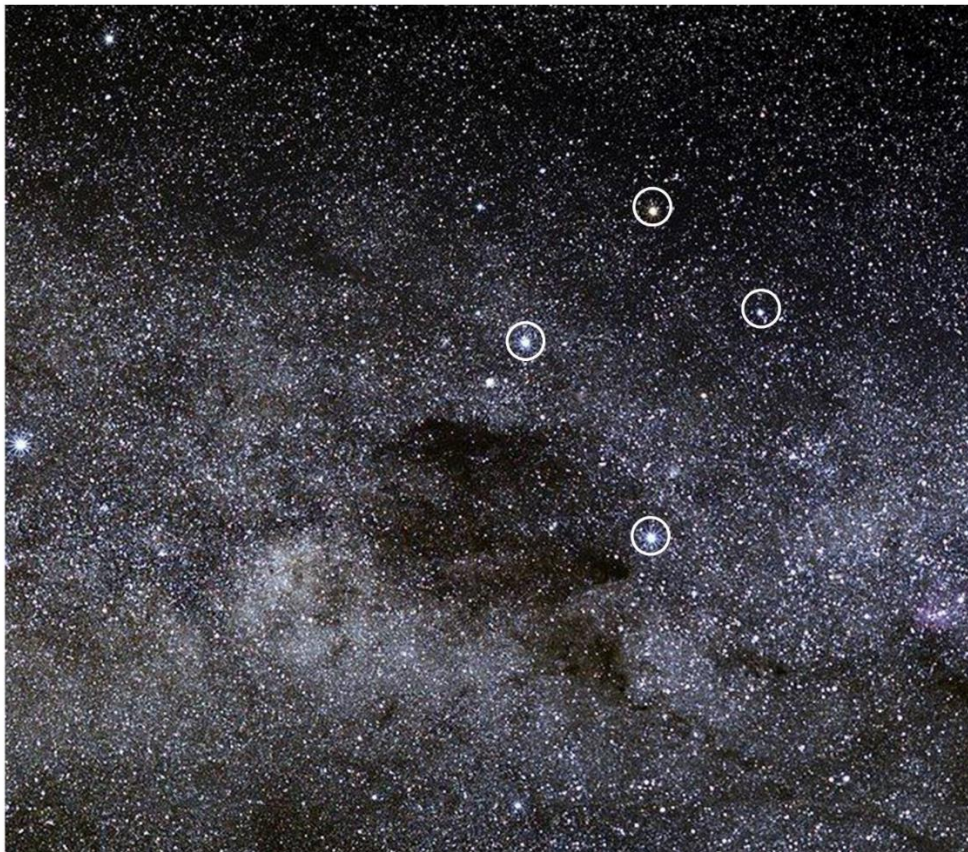
En promedio, el medio interestelar está compuesto por gases (hidrógeno, helio, monóxido de carbono, agua, y otros) y un 1% de polvo, formado principalmente por carbono, hierro y silicatos, recubiertos por una capa de agua, bajo el estado de hielo amorfo.



La masa estimada de gases y polvo del medio interestelar representa entre el 10% y el 15% de la masa de toda la galaxia. Esto equivale a la masa de varios miles de millones de soles. ¿Podríamos imaginar un laboratorio más gigantesco?

### VII.6.2. Las Nubes Moleculares Frías y sus moléculas

Entre los diferentes tipos de nebulosas, las más interesantes para la química son las Nubes Moleculares Frías (NMF), con temperaturas de alrededor de 5 K, relativamente densas y muy oscuras, ya que absorben prácticamente toda la luz de las estrellas que están por detrás. Este bloqueo de la luz produce imágenes que simulan huecos en el espacio, como “la Bolsa de Carbón”, al lado de la Cruz el Sur, Figura VII.21. Las NMF no existen como objetos aislados en el espacio interestelar, sino que constituyen grandes complejos interconectados que pueden alcanzar varios cientos de años–luz de tamaño.



**Figura VII.21.** La Bolsa de Carbón es una mancha oscura visible a ojo desnudo que se encuentra a unos 600 años luz de distancia de la Tierra. Es fácil verla al lado de la Cruz del Sur (señalada en círculos). Esta zona aparentemente sin estrellas es una nube fría de gas y polvo interestelar que absorbe la luz de las estrellas de la Vía Láctea que están por detrás. Los granos de polvo en la nube absorben preferentemente la luz azul, por lo que las estrellas en la parte norte y más oscura de la Bolsa de Carbón tienen una apariencia rojiza.

La formación de moléculas estables requiere densidades no excesivamente bajas en términos relativos, espacios protegidos de las temperaturas elevadas y de la radiación de alta energía (Rayos  $\gamma$ , Rayos X y Ultravioleta), para garantizar la estabilidad de las uniones químicas. Hasta hace relativamente poco, se creía que las moléculas no podrían sobrevivir en el espacio interestelar, ya que los fotones de energía elevada podrían disociarlas en sus átomos constituyentes. Esto es lo que ocurre en vastas regiones del espacio, pero no en el interior de las NMF.

El análisis espectroscópico de las NMF indica que los granos de polvo, de tamaños de pocos micrones, tan pequeños como las partículas del humo. Están compuestos por silicatos, como el de magnesio,  $MgSiO_3$ , o de aluminio,  $Al_2O_3 \cdot SiO_2$ , tan comunes en las rocas terrestres, y material carbonáceo. A esto se suman diferentes formas del carbono (diamantes muy pequeños, grafito, fullerenos) y de carburo de silicio (SiC). En algunos de los meteoritos provenientes del espacio exterior se ha podido aislar grafito cuya antigüedad probablemente supere la del sistema solar, ya que estaba presente en la nebulosa que le dio origen.

La detección y estudio del hidrógeno molecular,  $H_2$ , ha sido uno de los más importantes logros de la astronomía de observación. En la región ultravioleta del espectro, el  $H_2$  presenta una intensa banda de absorción, observada por primera vez en 1970 con globos y posteriormente por el satélite Copérnico<sup>9</sup>. Los espectros UV demostraron que en las NMF casi todo el hidrógeno es molecular y no atómico, y alcanza, típicamente, al 25% de su masa. El  $H_2$  se forma por combinación de dos átomos de H sobre la superficie de los granos de polvo, por lo que se encuentra en los lugares donde éste abunda. Además, los granos de polvo son una superficie adecuada para el encuentro de distintos átomos, lo que facilita la formación de agua y muchas otras moléculas que se condensan en capas de hielo sobre los mismos granos. Se han detectado, además de hielo de agua, hielos de amoníaco, metano y dióxido de carbono, este último formado a partir de monóxido de carbono incorporado al hielo de agua. Otras moléculas pueden adherirse a la superficie de estos hielos, incluyendo sulfuro de hidrógeno ( $H_2S$ ), facilitando la síntesis de moléculas orgánicas.

El radical  $HO^\bullet$ , gaseoso y eléctricamente neutro (no confundir con el anión oxidrilo  $HO^-$  presente en las soluciones acuosas), fue identificado en las NMF en 1963. Además de agua, amoníaco, monóxido y dióxido de carbono, se ha detectado una amplia variedad de hidrocarburos, heterociclos, carbonilos, alcoholes, ácido fórmico, ácido acético, formaldehído, etanol, aminas, amidas, ácidos sulfónico,  $H(S=O)_2OH$ , y fosfónico,  $C-PO(OH)_2$ , cianuro de etilo ( $CH_3CH_2CN$ ), cianuro de metilo o acetonitrilo ( $CH_3CN$ ), metilotioliol ( $CH_3SH$ ), acetaldehído ( $CH_3CHO$ ), metanol ( $CH_3OH$ ) y etanol ( $CH_3CH_2OH$ ). Existen además iones y radicales libres altamente reactivos, intermediarios en la formación de moléculas más complejas.

---

<sup>9</sup> Es el componente espacial del Programa Copérnico, de la agencia Espacial Europea, ESA, lanzado en 1998.

Sorprendentemente se han detectado numerosos aminoácidos, algunos de los cuales se encuentran en las proteínas de los seres vivos.

Un punto para destacar en las especies complejas es la supremacía de moléculas orgánicas. Cerca del 75% de las moléculas detectadas y la totalidad de las que poseen más de cinco átomos contienen un átomo de carbono como mínimo. La química interestelar es la química del carbono, lo cual refleja una vez más las propiedades químicas excepcionales de este elemento y su capacidad de formar compuestos policarbonados, como mencionamos anteriormente.

Dos conclusiones claras resultan de todo lo anterior: la primera, la química que tiene lugar en el plano de la Galaxia es más rica de lo que originalmente se podía suponer; la segunda, la biosfera no es el único lugar posible para la formación de moléculas hidrocarbonadas a partir de las formas inorgánicas del carbono, como se creyó durante mucho tiempo. Ver Figura VII.22.



**Figura VII.22.** La Vía Láctea con sus nebulosas frías: un ámbito especial para la Química Orgánica. Fotografía tomada en el Cerro Paranal, Chile. Observatorio ESO.

## VII.7. Moléculas distintas con la misma composición atómica: isomería

¿En qué se diferencian las propiedades de los compuestos  $C_2H_6O$  y  $C_2H_6O$ ? El sentido común indicaría que no hay diferencias, pero en el mundo de la química puede que no sea así. La fórmula anterior da cuenta de la cantidad y el tipo de átomos que forman la molécula (dos carbonos, seis hidrógenos y un oxígeno) pero no dice absolutamente nada respecto a las uniones químicas entre ellos. Así, nuestros dos compuestos bien podrían ser el etanol,  $CH_3CH_2OH$ , el alcohol presente en el vino, o el dimetil éter,  $CH_3OCH_3$ , un gas de olor característico, combustible y parcialmente soluble en agua.

Las propiedades químicas de los compuestos dependen no sólo de los elementos presentes, sino también de la forma en que sus átomos se unen entre ellos y cuál es su distribución espacial.

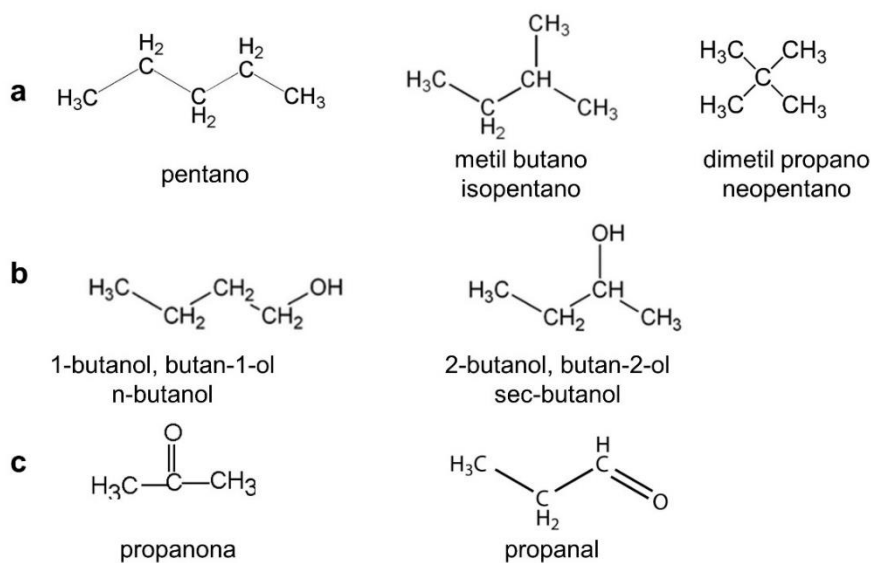
Se llaman isómeros a aquellas moléculas que tienen la misma fórmula, pero cuyos átomos están ubicados en diferentes posiciones espaciales. Esto da lugar a varios tipos de isomería, cuyo análisis excede los alcances de este libro. Mencionaremos solamente algunos ejemplos.

### VII.7.1. Isomería estructural

En la Figura VII.23 se muestran las estructuras de isómeros estructurales, aquellos en los que los átomos se distribuyen en un orden completamente diferente. Algunos ejemplos son: a) isómeros que difieren en las cadenas carbonadas como es el caso del pentano, metil butano o isopentano y dimetil propano o neopentano, todos con la fórmula  $C_5H_{12}$ ; b) isómeros de posición, en los que sus grupos funcionales o sus grupos sustituyentes están unidos en diferentes posiciones, como el butan-1-ol y el butan-2-ol ( $C_4H_{10}O$ ) y c) isómeros con grupos funcionales diferentes, como la propanona y el propanal, ( $C_3H_6O$ ).

### VII.7.2. Estereoisomería

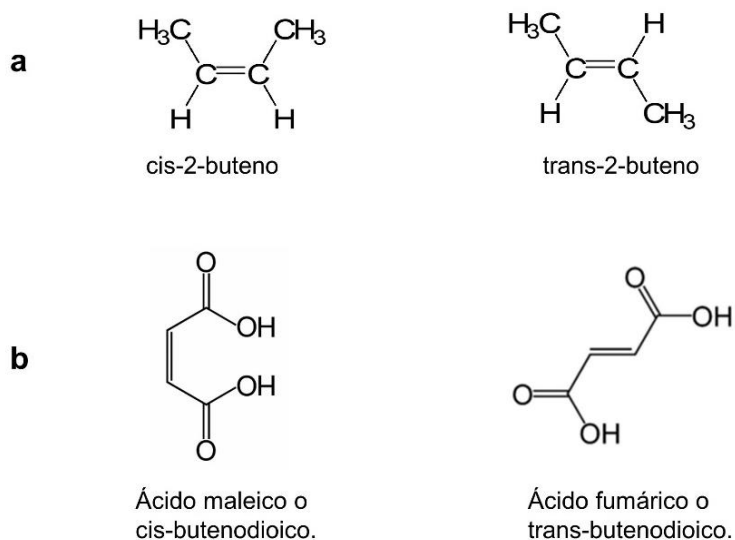
Se refiere a compuestos que tienen fórmulas moleculares iguales en lo que hace a la forma de la cadena, grupos funcionales, sustituyentes y posiciones relativas, pero que difieren en la disposición espacial. Se los subdivide en diásteroisómeros y enantiómeros.



**Figura VII.23.** Ejemplos de isómeros estructurales. **a.** Con diferencias en las cadenas carbonadas; **b.** de posición; **c.** de grupos funcionales.

#### VII.7.2.1. Diastereoisómeros

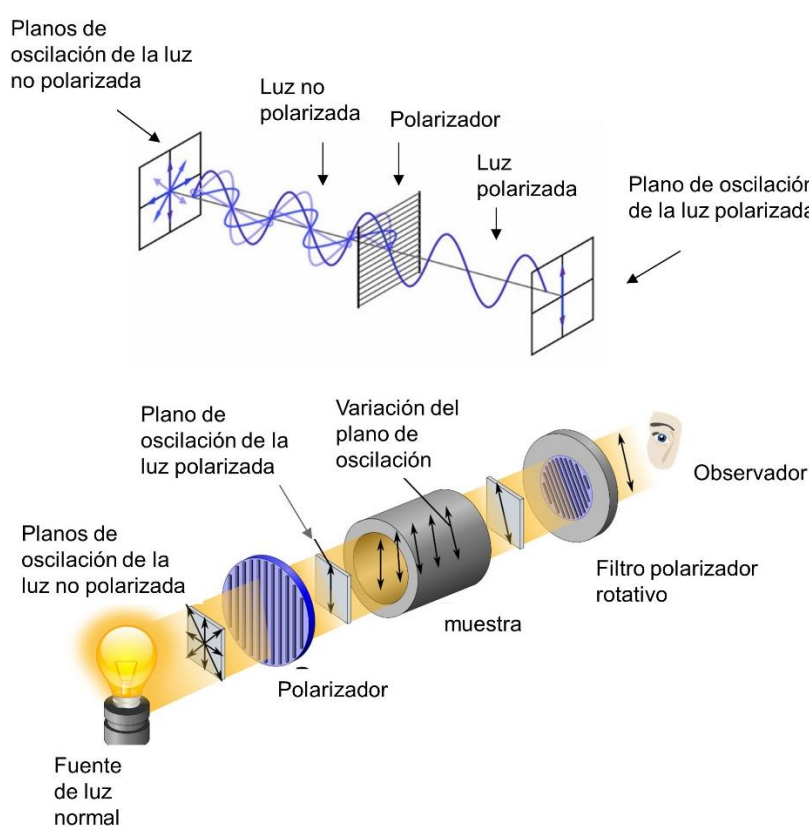
Incluyen los llamados isómeros *cis* - *trans*, como en el *cis*-buteno y el *trans*-buteno o los ácidos maleico y fumárico que se muestran en la Figura VII.24. Se observan en compuestos con dobles enlaces  $>C=C<$ , o  $-N=N-$ , y no se forman en los casos de los enlaces simples, ya que las uniones  $\sigma$  son de libre rotación. Tampoco lo hacen en los enlaces triples. En la forma *cis* los dos sustituyentes más voluminosos están del mismo lado del plano de la molécula, y en la forma *trans*, en posiciones opuestas. La interconversión de una forma en la otra requiere la ruptura del doble enlace.



**Figura VII.24.** Ejemplos de isómeros *cis* - *trans*. **a.** en el 2-buteno; **b.** en el ácido butenedioico.

### VII.7.2.2. Enantiómeros o isómeros ópticos

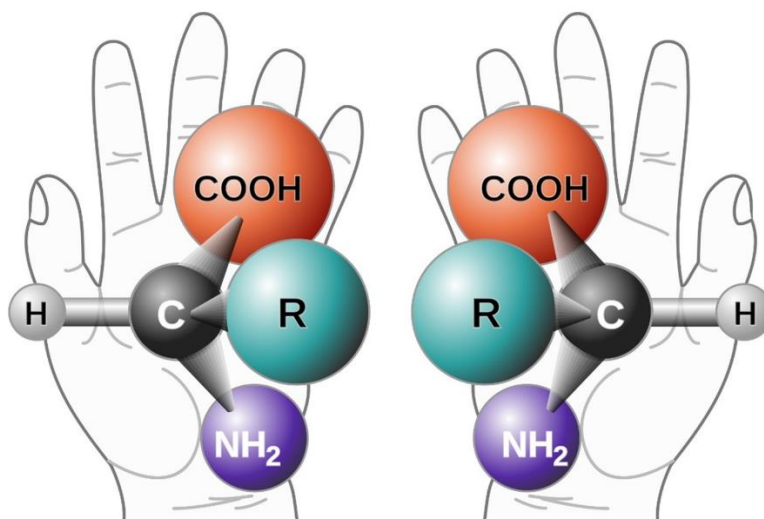
El prefijo *enantio* proviene del griego y significa “opuesto”. Cuando un rayo de luz común atraviesa un cristal anisotrópico como la calcita (una variedad de carbonato de calcio), el rayo se divide en dos, y la luz se polariza. La luz polarizada es aquella en la cual el conjunto de las ondas luminosas que la componen vibran en un solo plano, que forma un ángulo determinado con respecto a la dirección de propagación del rayo. Por el contrario, el plano de vibración de la luz no polarizada (luz común) varía rápidamente, a razón de varios millones de veces por segundo, de forma que podemos decir que las ondas vibran en todas las direcciones con respecto a la dirección de propagación del haz, tal como se muestra en la Figura VII.25.



**Figura VII.25 a.** Esquema de ondas electromagnéticas no polarizadas y polarizadas antes y después de pasar por un filtro de polarización. **b.** Esquema de un polarizador donde se muestra el principio de medición de la variación del ángulo del plano de oscilación con respecto a la dirección de propagación de la luz, por efecto de la actividad óptica de la muestra.

Si un compuesto químico puro es capaz de hacer rotar el plano de oscilación de la luz polarizada decimos que es ópticamente activo. La condición necesaria y suficiente para que una molécula posea estas características es que su estructura no sea superponible con su imagen especular. Esta condición carece de excepciones. La propiedad de la no

superponibilidad especular se denomina quiralidad, del griego “quiro” que significa mano. Del mismo modo que las manos izquierda y derecha, estos compuestos son iguales, pero no superponibles (no podemos usar el guante de la mano derecha en la izquierda y recíprocamente). Ver Figura VII. 26.



**Figura VII.26.** Ejemplo de un compuesto quiral, en este caso un aminoácido genérico, donde puede observarse la imposibilidad de superponer ambas imágenes, del mismo modo que no se pueden superponer las manos izquierda y derecha.

De cada molécula quiral existen únicamente dos isómeros, llamados enantiómeros o enantiomorfos. Ambos tienen idénticas propiedades, excepto en lo que se refiere a dos aspectos:

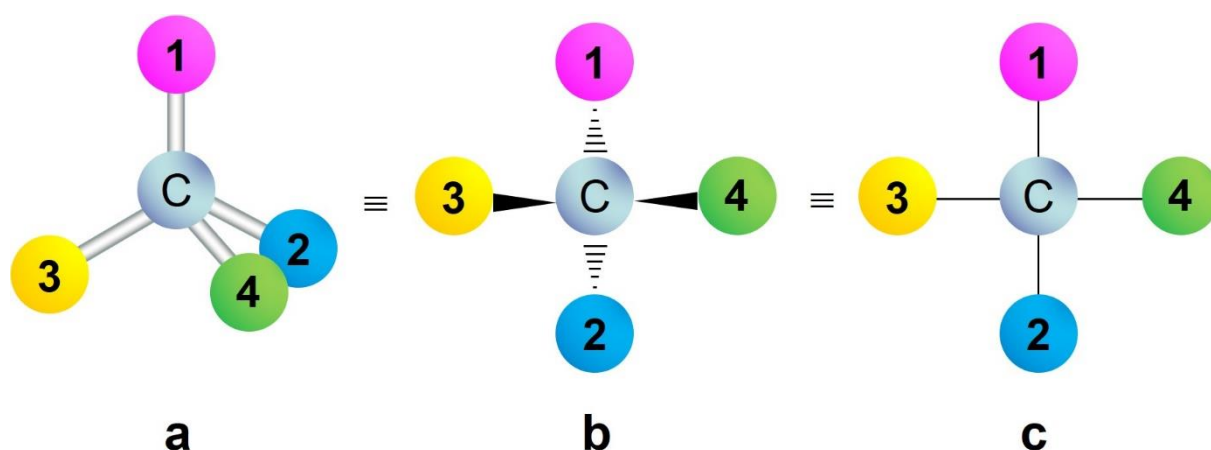
- 1) Rotan el plano de la luz polarizada en direcciones opuestas, aunque en igual magnitud, siempre que se mantengan iguales las condiciones experimentales en lo referente a concentración (o presión si son gases), espesor de la cubeta atravesada por la luz (camino óptico), solvente, temperatura y longitud de onda de la luz polarizada incidente. El compuesto que hace girar el plano de la luz en el sentido de las agujas del reloj (hacia la derecha) se designa (+), y el que lo hace en el sentido contrario, se designa (-).
- 2) Las velocidades de las reacciones químicas que involucran compuestos ópticamente activos suelen ser diferentes. Estas diferencias son variables. En un extremo, una de ellas puede ser prácticamente nula, como ocurre en muchas reacciones de compuestos biológicos. Esto significa que uno de los enantiómeros

es biológicamente activo mientras que el otro es inerte, como veremos en el caso de los aminoácidos.

La rotación del plano de la luz depende de las condiciones experimentales mencionadas. Un compuesto que desvía el plano de la luz en el sentido horario a una temperatura, puede rotarlo en el sentido antihorario a otra, sin que se haya modificado su estructura química.

Aunque la no superponibilidad especular sea el único criterio necesario para la actividad óptica, hay otros indicios en la estructura de la molécula más fáciles de descubrir que, aunque no son infalibles, pueden ayudar a predecir la actividad. La presencia de un único carbono asimétrico indica que la molécula es ópticamente activa. Un carbono asimétrico es aquel unido a cuatro grupos diferentes, y cuanto mayor sea la diferencia de polaridad entre ellos mayor será la desviación del plano de la luz polarizada.

Se han establecido convenciones para representar en un plano las estructuras de cada par de enantiómeros. Una muy útil es el método de proyección ideado por Hermann Emil Fisher (1852-1919) en 1891. Consiste en la representación bidimensional de una molécula tridimensional, mediante proyección en el plano. Para un carbono tetrahédrico, las uniones que se proyectan hacia atrás del plano del papel se dibujan verticalmente, mientras las que se proyectan hacia delante del plano del papel se dibujan en dirección horizontal, como se muestra en la Figura VII.27, donde también se indican otras representaciones posibles. Es útil para monosacáridos y aminoácidos, pero puede ser confusa para otro tipo de compuestos. Por convención todas las uniones químicas se escriben como líneas verticales u horizontales. Las cadenas carbonadas se escriben en el sentido vertical.



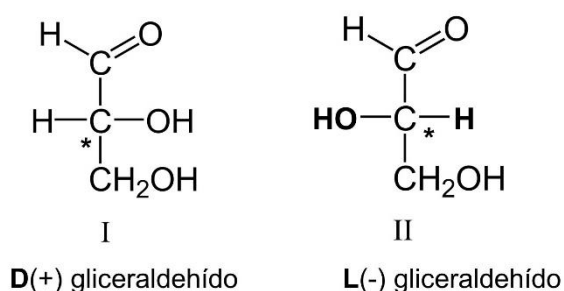
**Figura VII.27.** a. Representación tridimensional donde 1, 2, 3, y 4 son sustituyentes de un carbono tetrahédrico. b. Si el carbono se ubica en la superficie del papel, las líneas llenas indican que los sustituyentes 3 y 4 se dirigen hacia el observador mientras que los sustituyentes 1 y 2 lo hacen hacia atrás del plano del papel. c. En la proyección de Fisher las líneas horizontales indican que las uniones se proyectan hacia delante y las verticales lo hacen hacia atrás.



### Configuración espacial

Observemos los enantiómeros de la Figura VII.28. Sabemos que uno de ellos hará girar el plano de la luz en el sentido horario, pero ¿cuál de los dos? Con la metodología de comienzos del siglo XX era imposible responder esta pregunta, por lo que Martín A. Rosanoff (1874-1943) propuso utilizar al gliceraldehído como molécula estándar y arbitrariamente atribuir la desviación positiva del plano de la luz a la estructura del acetaldehído indicada como I en la Figura VII.28, con una probabilidad del 50% de estar en lo cierto. Se la denominó estructura D, mientras que al enantiómero II se lo rotuló L. Cuando posteriormente pudo analizarse mediante Rayos X la estructura del compuesto dextrógiro, resultó que Rosanoff había acertado.

Las letras D y L proceden de las palabras latinas *dextro* y *levo*, que no indican el sentido de la rotación del plano de la luz sino la ubicación del grupo funcional más importante en el carbono asimétrico.



**Figura VII.28.** Una vez escrita la proyección de Fisher e identificado el carbono asimétrico (\*), el compuesto con el sustituyente principal hacia la derecha es el enantiómero D, mientras que su imagen especular es el enantiómero L.

La nomenclatura D-L permite designar la configuración espacial de los enantiómeros que poseen un único carbono asimétrico, y se usa sobre todo en química biológica para asignar los enantiómeros de los monosacáridos quirales y de los  $\alpha$ -aminoácidos quirales. Las configuraciones D y L no necesariamente coinciden con el sentido (dextrógiro y levógiro) de desviación del plano de la luz polarizada. El isómero D es el que, en la proyección de Fisher, presenta el grupo funcional más importante unido al carbono asimétrico a la derecha desde el punto de vista del observador, y el isómero L es el que tiene dicho grupo funcional hacia la izquierda. Para moléculas de más de un carbono asimétrico y en general para la mayoría de las moléculas orgánicas enantiomorfas es más seguro el sistema conocido como R y S, pero no lo analizaremos aquí.

Resumiendo, se usan tres sistemas para designar los enantiomorfos, cada uno de diferente utilidad según los casos. Son:

1. Formas (+) y (-). Según la dirección de desviación del plano de la luz polarizada, distinguimos las formas dextro (+), cuando la desviación es hacia la derecha o en el sentido de las agujas del reloj y levo (-), en el sentido contrario.

2. Formas D y L. Es inequívoca para isómeros con un solo carbono asimétrico, pero no para moléculas con más de un carbono quiral. Es útil para designar monosacáridos y  $\alpha$ -aminoácidos cuando estas moléculas presentan isómeros ópticos.
3. Formas R y S, más adecuada para moléculas con varios centros asimétricos.

Aunque los enantiómeros son muy frecuentes en química orgánica, también se encuentran en química inorgánica y en cristalografía. Fueron descritos por primera vez por Pierre Curie.

## VII.8. Los polímeros

Los polímeros orgánicos naturales son compuestos sumamente interesantes, tanto por sus estructuras como por sus funciones. Se encuentran ampliamente difundidos en la biosfera, formando la estructura de todos los seres vivos. Los polímeros sintéticos se han logrado en los laboratorios químicos y son materiales que usamos a diario. También contamos con un grupo de mucho interés, los polímeros naturales modificados con el objetivo de modelar sus propiedades según necesidades específicas. Suele llamárseles polímeros semisintéticos.

Los músculos, el pelo, las uñas y las pezuñas, los hilos de las telas de araña, el caparazón de muchos insectos y moluscos, el alimento acumulado en tubérculos y semillas, las fibras de algodón, lino, lana, seda, los principales componentes de la madera, las resinas, las gomas, y una larga lista de otros componentes están formados mayoritariamente por polímeros naturales. Las siliconas, las fibras sintéticas, las películas flexibles, los adhesivos, los plásticos, algunos espesantes, son ejemplos de materiales compuestos por polímeros que actualmente se fabrican a escala industrial.

### VII.8.1 Propiedades generales de los polímeros

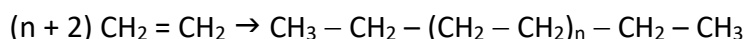
Los polímeros son moléculas relativamente muy grandes si se los compara con otras, como por ejemplo las de gases, sales inorgánicas, azúcares simples, aminoácidos, entre otras. Cuentan con miles de átomos y una elevada masa molecular relativa. Resultan de la unión repetitiva de un gran número de moléculas pequeñas llamadas *monómeros* o unidades estructurales, que se unen como los eslabones de una cadena, de modo lineal o ramificado. El número de monómeros en un polímero suele ser variable y se conoce como grado de polimerización, *n*.

Si todos los monómeros son iguales, se obtiene un *homopolímero*, como es el caso de la celulosa, formada por la unión de un solo tipo de moléculas, la glucosa. Si son diferentes,

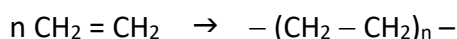
hablamos de *copolímeros*. Mediante síntesis se han producido una gran cantidad de copolímeros. Dados dos monómeros, A y B, pueden generarse diferentes tipos de copolímeros: a) alternantes, con la disposición -A-B-A-B-A-B-A-B-A-B-; b) al azar, donde los monómeros se repiten sin un orden aparente, -A-A-B-A-B-B-A-B-A-B-A-A-B-; c) en bloque A-A-A-A-A-A-A-A-A-B-B-B-B-B-B-B-; d) de injerto, como es el caso del poliestireno injertado con polibutadieno, que veremos más adelante.

Las proteínas y los ácidos nucleicos son copolímeros muy importantes desde el punto de vista biológico. Las proteínas están formadas por la repetición de veinte monómeros diferentes, los aminoácidos. Los ácidos nucleicos, también formados por miles de unidades estructurales, son copolímeros de cuatro grupos, los nucleótidos, como discutiremos después.

Cada unidad estructural en un polímero posee dos o más sitios con posibilidades de formar uniones químicas covalentes. Según la funcionalidad y las condiciones de la reacción de polimerización, los polímeros pueden ser lineales, ramificados o entrecruzados, dando lugar a estructuras tridimensionales. Por ejemplo, el polietileno de alta densidad es un homopolímero lineal sintético. El monómero es el etileno,  $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$ . Los grupos terminales son dos grupos etilo. La reacción global de polimerización es la siguiente:



la que también suele escribirse como



En ambos casos la ecuación está desbalanceada con respecto a los dos hidrógenos de los grupos metilo terminales.

Para el polietileno de alta densidad,  $n$  varía entre 10.000 y 100.000, y las correspondientes masas moleculares van de  $2 \times 10^5$  a  $3 \times 10^6$  uma. Moléculas con  $n$  entre 30 y 40 son hidrocarburos sólidos, las parafinas.

Existen diferentes tipos de reacciones de polimerización, cuyo estudio conduce a la síntesis de nuevos polímeros.

### VII.8.2. La estructura tridimensional de los polímeros

Otro aspecto central del estudio de los polímeros implica conocer la naturaleza de los monómeros y su capacidad para formar uniones, el desarrollo tridimensional de la molécula

del polímero en su conjunto, y también los arreglos espaciales entre las macromoléculas. De estas estructuras intra- e inter-moleculares dependen las propiedades físicas y químicas de los materiales poliméricos. En el caso de los biopolímeros, la arquitectura de las macromoléculas y sus agregados se relaciona de manera directa con sus funciones biológicas.

La organización tridimensional de las macromoléculas, además del tipo de uniones covalentes entre los monómeros, depende de otras interacciones de naturaleza eléctrica que, aunque más débiles, son definitorias de las conformaciones de los polímeros. Mencionaremos las siguientes, en orden decreciente de intensidad:

#### *VII.8.2.1. Interacciones iónicas o ion – ion*

Son fuerzas que responden a la ley de Coulomb, que decaen con el cuadrado de la distancia. Son de atracción entre iones de carga opuesta y de repulsión entre dos iones de la misma carga.

#### *VII.8.2.2. Interacciones ion - dipolo*

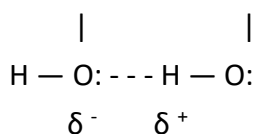
Las uniones covalentes entre átomos de diferente electronegatividad poseen una distribución desigual de las nubes electrónicas. En otras palabras, se produce una separación parcial de las cargas eléctricas, generando una zona deficiente de electrones o exceso de carga eléctrica positiva,  $\delta^+$ , mientras que el otro átomo, el más electronegativo, presenta un exceso de carga negativa,  $\delta^-$ . Las interacciones atractivas se dan entre el polo negativo del dipolo y los cationes, y entre el polo positivo y los aniones. Las fuerzas de repulsión operaran en sentido contrario.

#### *VII.8.2.3. Interacciones dipolo – dipolo: Las uniones por “puente hidrógeno”*

Los dipolos interactúan eléctricamente entre ellos de modo que el polo positivo de una molécula se oriente hacia el polo negativo de la otra por atracción electrostática.

Para comprender las propiedades de algunos polímeros es necesario tener en cuenta un tipo particular y sumamente importante de uniones dipolo – dipolo intra e intermoleculares conocidas como *puente hidrógeno*.

Cuando un átomo de H está unido covalentemente a alguno de los tres átomos más electronegativos de la Tabla Periódica, flúor, oxígeno o nitrógeno, se forma una unión fuertemente polarizada, donde el H tiene un exceso de carga eléctrica positiva,  $\delta^+$ , mientras que el otro átomo presenta un exceso de carga negativa,  $\delta^-$ . Este átomo de H, deficiente en electrones, se acercará por razones electrostáticas al par electrónico no compartido del átomo electronegativo de una molécula vecina:



Las líneas llenas indican las uniones covalentes, mientras que la línea de puntos corresponde a la interacción puente hidrógeno. De esta manera el H queda entre medio de dos átomos electronegativos, estableciendo una especie de “puente” entre ellos. Este tipo de interacción es fundamental para explicar las propiedades de muchas moléculas de interés biológico, y principalmente del agua, como discutiremos en VIII.4.2 con mayor detalle.

#### *VII.8.2.4. Interacciones por fuerzas de dispersión de London*

Cuando las nubes electrónicas de dos átomos se acercan ocurren polarizaciones transitorias. La formación de un dipolo instantáneo en una molécula induce otro dipolo también instantáneo en la otra, lo que genera fuerzas atractivas débiles y de corto alcance en comparación con las demás fuerzas interactivas. Las fuerzas de dispersión tienen efectos muy importantes entre moléculas no polares, donde las demás fuerzas de interacción no son apreciables.

El conjunto de las fuerzas dispersivas y las interacciones entre dipolos inducidos suelen denominarse fuerzas de van der Waals muy importantes en el grafito, tal como vimos en VII.2.2.

#### *VII.8.2.5. Efecto hidrofóbico*

El efecto hidrofóbico se relaciona con la insolubilidad de las sustancias apolares en agua. Se manifiesta por la segregación y aglutinamiento de las especies apolares cuando se encuentran en un medio acuoso. En un análisis cualitativo del fenómeno podemos decir que las interacciones por puente hidrógeno entre las moléculas de agua son mucho más intensas que las que podrían establecerse entre las moléculas de agua y las especies apolares, por lo que éstas son segregadas y tienden a permanecer juntas gracias a las interacciones de van der Waals. Un análisis más realista del fenómeno implica consideraciones termodinámicas<sup>10</sup>, que exceden los alcances de este libro.

El efecto hidrofóbico determina el poder ordenador del agua en los ensamblajes de lípidos para la formación de membranas biológicas; incide fuertemente en el plegamiento de

---

<sup>10</sup> El análisis termodinámico involucra efectos energéticos y entrópicos, que los lectores interesados podrán consultar en los textos de fisicoquímica.

las proteínas, en la capacidad de los detergentes de eliminar manchas de grasa (ver VII.5.6) por formación de micelas (VIII.6.4), y en otros procesos importantes.

## VII.9. Polímeros naturales

La materia constituyente de los seres vivos, aparte de agua, minerales y otros solutos, es mayoritariamente de naturaleza polimérica. Las células vivas son verdaderos laboratorios donde las moléculas simples (monómeros) se unen para formar las principales macromoléculas de la vida: los polisacáridos, las proteínas, los ácidos nucleicos y los lípidos, en función de reacciones bioquímicas complejas pero acopladas de manera sorprendente mediante mecanismos evolutivamente adaptados. Simultáneamente, las células tienen la capacidad de disociar los polímeros en sus monómeros correspondientes para sintetizar otros nuevos o para otros usos metabólicos.

Presentaremos características generales de algunos de estos polímeros, fácilmente identificables en la vida diaria.

### VII.9.1. Glúcidos, carbohidratos o hidratos de carbono

Los glúcidos están formados por carbono, hidrógeno y oxígeno, y responden a la fórmula genérica  $(\text{CH}_2\text{O})_n$ . Incluyen una gran variedad de compuestos en un amplio rango de pesos moleculares, desde los azúcares simples o monosacáridos, hasta los polisacáridos, moléculas poliméricas de miles de átomos, cuyos monómeros son estos mismos monosacáridos.

#### Monosacáridos

Tienen un número variable de carbonos, pero los de cinco y seis carbonos son los biológicamente más importantes. Los monosacáridos de cinco carbonos se denominan genéricamente *pentosas* ( $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_5$ ), como la ribosa, que forma parte de la molécula del ácido ribonucleico (ARN) y la desoxirribosa, presente en el ácido desoxirribonucleico (ADN).

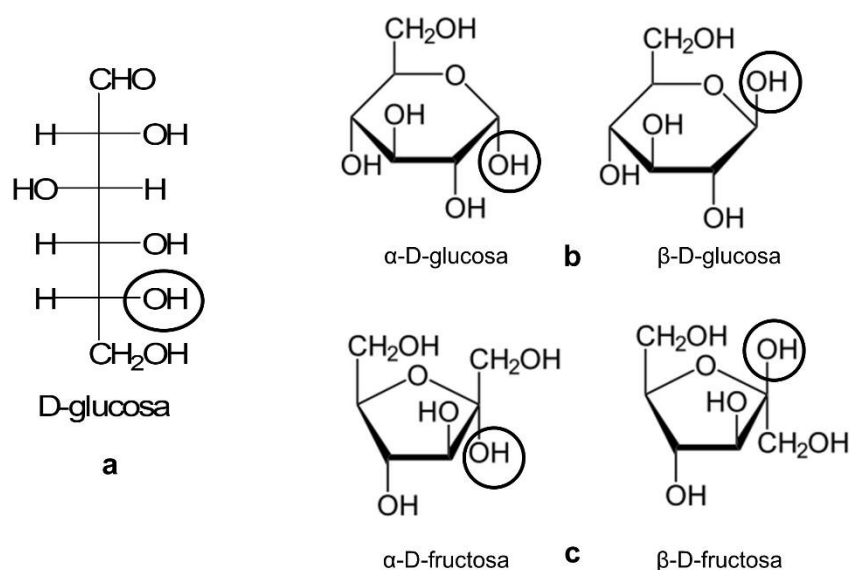
Los monosacáridos de seis carbonos son las hexosas, como la glucosa, la galactosa y la fructosa. Las tres responden a la fórmula estequiométrica  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , pero difieren en la distribución espacial de los  $-\text{OH}$ . Las estructuras de los glúcidos suelen representarse bajo la forma de un anillo con un oxígeno incorporado. El anillo de cinco carbonos y un oxígeno se llama *pirano*, y el de cuatro carbonos y un oxígeno, *furano*. Los azúcares correspondientes son las *piranosas* y las *furanosas*. En algunos casos se representan con las fórmulas lineales, con un grupo funcional aldehído o cetona, según corresponda.

La Figura VII.29 representa las estructuras de la D-glucosa ( $C_6H_{12}O_6$ ), el azúcar más importante como alimento celular, y de la fructuosa, el azúcar de las frutas.

En VII.29.a se muestra la proyección de Fisher para la glucosa aldehído (aldosa). El  $-OH$  en el penúltimo carbono (contando desde arriba) apunta hacia la derecha, por lo que se trata del enantiómero D. Las estructuras cíclicas de glucosa y fructosa indicadas en la figura corresponden al enantiómero D ya que el C6 se dirige hacia arriba del plano del anillo.

En la Figura VII.29. b se indican las estructuras de la  $\alpha$ -D-glucosa y de  $\beta$ -D-glucosa bajo la forma de un anillo de piranosa. Los carbonos se numeran de 1 a 6 en el sentido de las agujas del reloj, comenzando por el carbono a la derecha del oxígeno del anillo. En la forma  $\alpha$ , el grupo  $-OH$  en el C1 se encuentra del lado contrario del grupo  $-CH_2OH$  (C6) con respecto al plano del anillo. En la forma  $\beta$ , el  $-OH$  del C1 está del mismo lado que el C6. Estas diferencias espaciales o estereoquímicas son de crucial importancia a la hora de explicar las diferencias entre la celulosa y el almidón, como veremos más adelante.

En la Figura 29.c se muestran las estructuras correspondientes a  $\alpha$ -D-fructosa y  $\beta$ -D-fructosa.



**Figura VII.29.** Estructuras de la glucosa y la fructuosa. **a.** Proyección de Fisher de la forma lineal (aldosa) de la molécula de D-glucosa. El  $-OH$  marcado apunta hacia la derecha y es por lo tanto el enantiómero D. **b.** Moléculas de  $\alpha$ -D-glucosa y de  $\beta$ -D-glucosa bajo la forma de un anillo de piranosa. **c.** Estructuras correspondientes a  $\alpha$ -D-fructosa y  $\beta$ -D-fructosa. Los  $-OH$  marcados permiten diferenciar las formas  $\alpha$  y  $\beta$ , bajo la forma de furanosas.

### Oligosacáridos

Están formados por pocos monosacáridos, iguales o distintos, que se unen a través de sus grupos –OH de los C1 y C4, y también del C6 cuando ocurren ramificaciones. El número de unidades es variable, dos para los disacáridos, tres para los trisacáridos, y así sucesivamente.

Los disacáridos son muy importantes en la alimentación. La sacarosa es el azúcar de la caña y de la remolacha azucarera y resulta de la unión de glucosa y fructosa; la lactosa o azúcar de la leche está formada por glucosa y galactosa, y la maltosa contiene dos unidades de glucosa.

### Polisacáridos

Son polímeros formados por la unión de miles de monosacáridos. Son fundamentales en los tejidos de sostén de los vegetales y como reserva de energía (alimento) tanto en vegetales como en animales.

#### *VII.9.1.1. Celulosa y derivados*

La celulosa es el compuesto orgánico más abundante en la naturaleza. Constituye la tercera parte de toda la masa vegetal y es el principal componente, junto a otros de composición variable, de las fibras vegetales de uso textil, como algodón, lino, cáñamo, ramio, paina o capoc (algodón del palo borracho), yute, fibras de coco, sisal, rafia y otras, utilizadas desde la antigüedad.

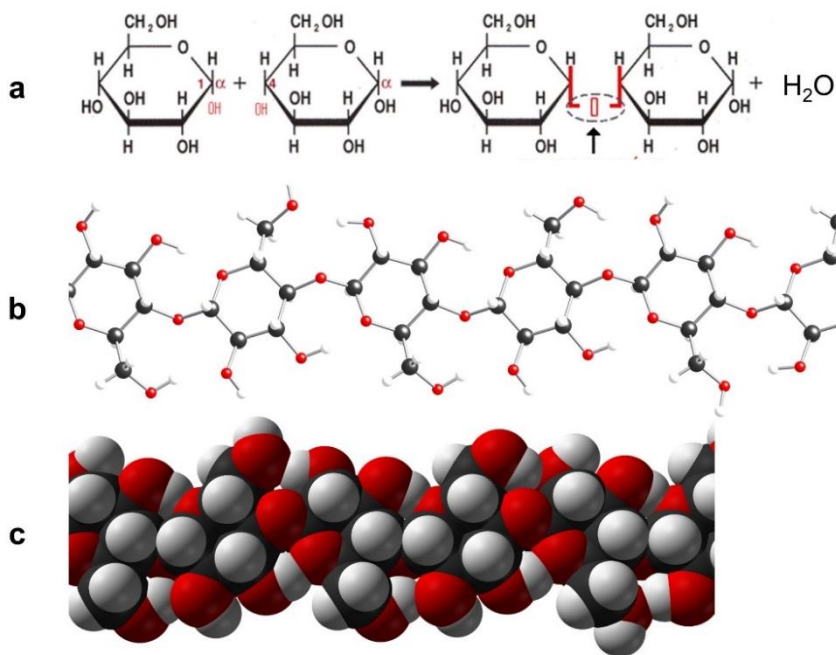
Es un polímero de la glucosa, con un grado de polimerización que varía entre 3.500 y 36.000, con un peso molecular promedio de hasta  $5,9 \times 10^5$  uma.

En la celulosa, las moléculas de  $\beta$ -D-glucosa se unen por la reacción entre el hidroxilo del C1 de una unidad con el hidroxilo del C4 de otra, con la formación de una unión covalente, conocida como unión glucosídica  $\beta$ -1,4 y la pérdida de una molécula de agua, Figura VII.30. Dadas las posibilidades de rotación de las uniones del anillo de las hexosas, éstos suelen representarse en un plano, como las estructuras de la Figura VII.30, o como una proyección tridimensional, bajo la forma “silla”, según se muestra en la Figura VII.31.

La disposición espacial de los sustituyentes en C1, C4 y C6 hace que la repetición de la unión  $\beta$ -1,4 induzca la formación de cadenas lineales, filamentosas, sin posibilidades de curvarse en hélices o rulos, y carentes de ramificaciones.

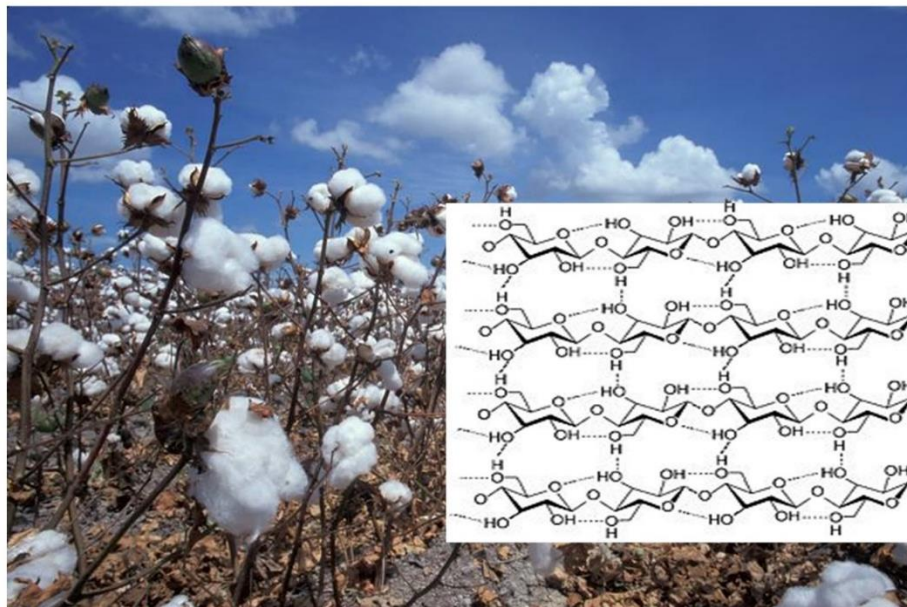
Las fibrillas de celulosa, de varios micrones de espesor, están formadas por manojos de cadenas (filamentos) de glucosa polimerizada, fuertemente asociadas entre sí por la enorme cantidad de uniones puente hidrógeno. Éstos se establecen entre los grupos hidroxilo de glucosas de las distintas cadenas yuxtapuestas, y también entre glucosas vecinas dentro de una misma cadena, según se muestra en el recuadro de la Figura VII.31.





**Figura VII.30.** a. Unión de dos moléculas de  $\beta$  glucosa para formar la unión glucosídica  $\beta$ -1,4 y polímero de celulosa resultante. b. Estructura de barras y esferas. c. Modelo de esferas interpenetradas con código de colores CPK.

Las uniones por puente hidrógeno intra e intermoleculares son fundamentales para explicar las propiedades de la celulosa. Ninguno de los grupos  $\text{-OH}$  está libre para formar puentes hidrógeno con moléculas de solvente, excepto los de la superficie de la fibra, razón por la cual la celulosa se moja pero es insoluble en agua. Las fibras son muy compactas, y constituyen la pared de las células vegetales.



**Figura VII.31.** El algodón es prácticamente celulosa pura. Recuadro: estructura de la celulosa y de las fibrillas de celulosa. Son filamentos lineales, sin ramificaciones, con una alta densidad de uniones puente H.

Las fibras asociadas a las semillas del algodón (*Gossypium*) son, en casi su totalidad, celulosa. Las fibrillas poseen un largo que depende de las condiciones de desarrollo de la planta, entre 1 y 5 cm, y un grosor que varía entre 5 y 20  $\mu\text{m}$  aproximadamente. La gran cantidad de puentes hidrógeno que se establecen entre los filamentos de las fibrillas hace que sean muy estables. Por eso un paño de algodón en remojo se embebe de agua, pero no se disuelve. Esta propiedad hace que la ropa de algodón pueda absorber la transpiración siendo “más fresca” que la de fibras sintéticas, como el nailon. Otra propiedad del algodón que hace al *comfort* de sus prendas es que es relativamente un buen conductor eléctrico, por lo que no se carga de electricidad estática.

La madera contiene numerosas sustancias, pero las principales son la celulosa, (40 – 50%), otra variedad de la celulosa conocida como hemicelulosa (20 – 30%) y porcentajes similares de lignina, una macromolécula de propiedades muy interesantes, como veremos en VII.10.1.

#### Derivados de la celulosa

La mercerización es uno de los procesos de acabado que se aplica al algodón de uso textil. En 1851 John Mercer, en Inglaterra, descubrió que el tratamiento de las telas de algodón con soluciones de soda cáustica (hidróxido de sodio) al 15-20% impartía nuevas propiedades al algodón, tales como mejor absorción de las tinturas y mayor resistencia, aunque las fibras se encogían. Su descubrimiento no fue tenido en cuenta hasta varias décadas después, cuando H. A. Lowe repitió el procedimiento, pero manteniendo la tela en tensión para evitar que se encogiera. El resultado fue no solo el aumento permanente de la resistencia sino también del brillo. Los carreteles de hilo de coser de algodón son mercerizados.

La viscosa, el celofán, el rayón, el acetato y el triacetato de celulosa, son polímeros semisintéticos obtenidos por tratamientos químicos de la celulosa. Otro tanto ocurre con el explosivo nitrocelulosa. El celuloide, utilizado hasta hace poco para el registro de las películas de cine, está formado por la mezcla de nitrato de celulosa y alcanfor (molécula perteneciente al grupo de los terpenos, de fórmula  $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$ , presente en el árbol de alcanfor o alcanforero).

#### *VII.9.1.2. Almidón y glucógeno*

El almidón no es una sustancia pura, sino la mezcla de varios polisacáridos. Dos de los principales componentes son los polímeros amilosa y amilopectina, hermanos de la celulosa, ya que también su monómero es la glucosa, pero unidos por uniones del tipo  $\alpha$ -1,4. El almidón constituye una forma de almacenamiento de energía para los vegetales. Los granos de maíz,

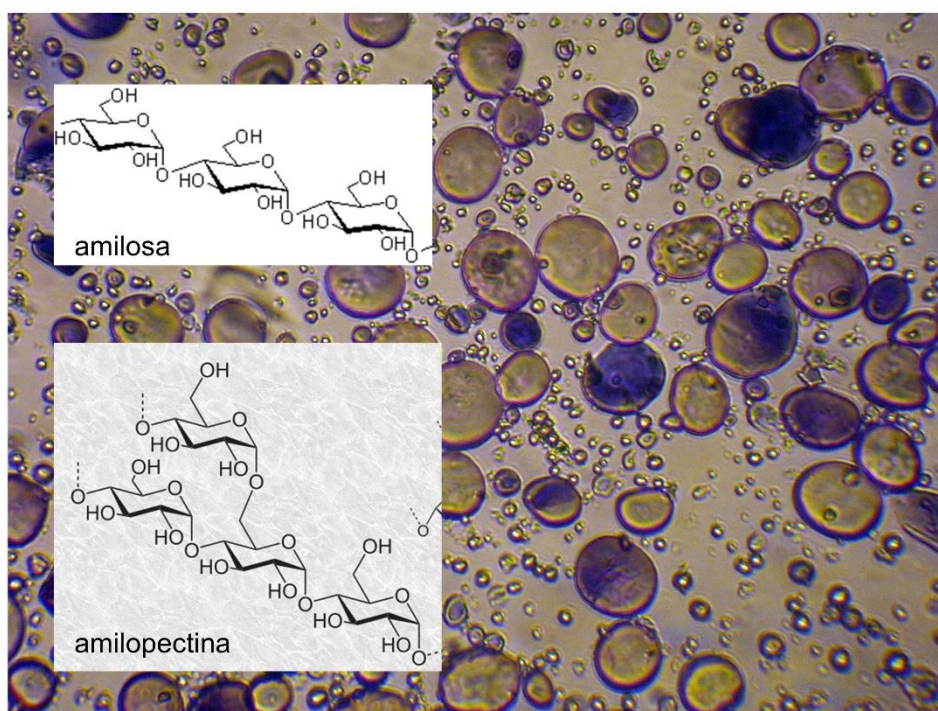
arroz, trigo, y tubérculos como las papas, almacenan cantidades importantes de almidones, los que, por acción de las enzimas específicas, se hidrolizan<sup>11</sup> dando glucosa.

La amilosa es un polímero lineal con  $n$  entre 1.000 y 20.000. La estructura se estabiliza por la formación de hélices, en la que se establecen puentes de hidrógeno entre cada unidad de glucosa y las unidades inmediatamente por encima y por debajo de la espiral, dentro de la misma molécula de polímero. Cada espiral de la hélice está constituida por seis moléculas de glucosa.

La molécula de amilopectina es mucho mayor que la de amilosa, puede contener más de un millón de unidades de D-glucosa. Además, posee ramificaciones que ocurren en el carbono 6, por uniones  $\alpha$ -(1,6), aproximadamente una bifurcación cada 25 a 30 unidades de glucosa.

La amilosa y la amilopectina se encuentran formando gránulos en tubérculos, frutos, hojas y semillas, en proporciones que dependen de las especies vegetales, aunque generalmente la amilopectina es la forma más abundante, llegando hasta el 80%.

Las diferencias estructurales entre la amilosa y la amilopectina se indican en la Figura VII.32, junto a una imagen obtenida por microscopio óptico donde se muestran los gránulos de almidón en un corte de un grano de trigo. Para mejorar la visualización se ha agregado solución de triyoduro,  $I_3^-$ , que genera con el almidón un color azul intenso.



**Figura VII.32.** Gránulos de almidón de trigo teñidos con yodo (coloración azul) y observados con un microscopio óptico. Recuadro: estructuras de la amilosa y de la amilopectina.

<sup>11</sup> Por hidrólisis se entiende un grupo muy importante de reacciones químicas producidas por la ruptura de una unión química en otras dos, mediante la incorporación de una molécula de agua.

### *Papas azules*

Para que las papas cocidas se vuelvan azules, se utiliza la reacción de detección de almidón más generalizada: la de amilosa con yodo molecular vehiculizado como triyoduro,  $I_3^-$  indicada más arriba. El color se debe a la formación de un complejo amilosa- $I_2$ . La estructura del complejo no está del todo clara, pero se acepta que la molécula de yodo se introduce en la cavidad de la hélice de la amilosa, cuyo tamaño e hidrofobicidad interior favorecen la inclusión de moléculas pequeñas y poco solubles en agua, como es el caso del yodo molecular. Esta reacción es muy fácil de verificar, basta con verter algunas gotas de tintura de yodo sobre una rodaja de papa cocida, esperar un rato y observar la aparición de un color azul intenso. Se puede hacer lo mismo con puré de papas.

### *La digestibilidad del almidón y de la celulosa, o la importancia de la guía telefónica para las vacas*

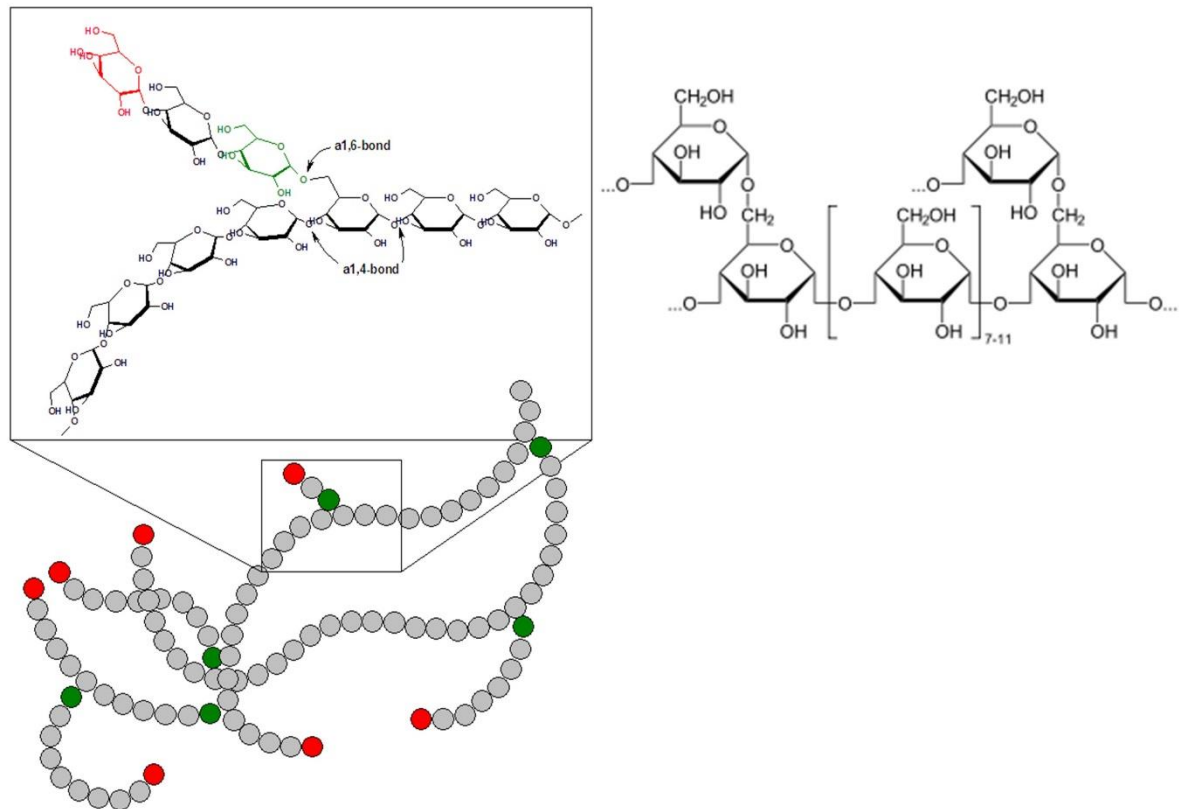
La diferencia, muy importante desde el punto de vista metabólico, entre el almidón y la celulosa deriva de la forma en que se unen las moléculas de glucosa en cada polímero:  $\beta$ -1,4 para la celulosa y  $\alpha$ -1,4 para el almidón. Las enzimas capaces de hidrolizar las uniones glucosídicas en el almidón (romper una unión química mediante la incorporación de una molécula de agua) no pueden hacerlo en la celulosa. Nuestro metabolismo, como el de muchos otros animales carnívoros, carece de las enzimas necesarias para romper las uniones  $\beta$ -1,4, por lo que no podemos alimentarnos de pasto, madera o papel.

La digestión de la celulosa implica la ruptura de las uniones  $\beta$ -1,4 mediante la enzima celulasa, muy poco difundida en la naturaleza: se la ha encontrado solamente en un molusco bivalvo, en el insecto pececito de plata (*Lepisma saccharina*) y en bacterias. Sin embargo, los herbívoros, los mamíferos rumiantes e insectos como las hormigas y las cucarachas pueden alimentarse de la celulosa presente en la madera, las hojas y tallos, incluso en el papel y en trapos de algodón, gracias a que viven en simbiosis con bacterias intestinales (flagelados) capaces de producir celulasa. Una vaca no puede leer la guía de teléfonos, pero no tendrá ningún inconveniente en comérsela. Es por lo tanto muy importante para ella ya que puede calmarle el hambre.

Aún en presencia de la celulasa, la digestión de la celulosa es un proceso lento y costoso desde el punto de vista energético, de allí que los rumiantes tengan varios estómagos y pasen una parte muy significativa de sus vidas masticando.

El glucógeno es también conocido como almidón animal. Es similar a la amilopeptina pero mucho más ramificado y presenta una mayor solubilidad en agua. Se encuentra concentrado en el hígado y en los músculos. Las enzimas capaces de romper las uniones  $\alpha$ -1,4

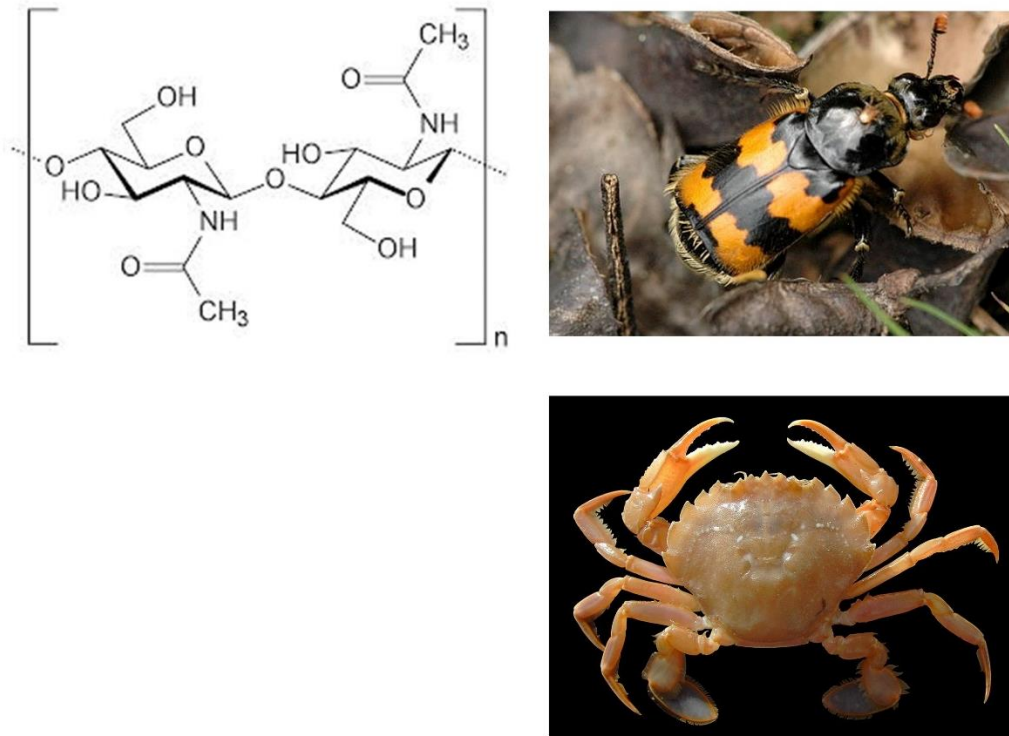
desdoblan el glucógeno en glucosa, por lo que este polisacárido es la reserva energética animal. Su masa molecular relativa varía entre  $5 \times 10^3$  y  $5 \times 10^6$  uma. La estructura del glucógeno se muestra en la Figura VII.33.



**Figura VII.33.** Esquema de un trozo de la molécula de glucógeno mostrando ramificaciones. Los monómeros en los puntos de bifurcación se indican en verde. Las esferas en rojo corresponden a los monómeros terminales.

### VII.9.1.3. Quitina, quitosán y agar

La quitina es un polímero natural cuyo monómero es un derivado de la glucosa, la N-acetil glucosamina. Las uniones entre monómeros son  $\beta$ -1,4 como en la celulosa, tal como se muestra en la Figura VII.34. La quitina forma el caparazón de animales con exoesqueleto, como insectos (escarabajos, vaquitas de san Antonio, cucarachas, etc.) y crustáceos, por ejemplo, cangrejos, langostas de mar, langostinos y tantos otros.



**Figura VII.34.** Estructura polimérica de la quitina. El escarabajo *Nicrophorus vespillo* y el cangrejo *Liocarcinus holsatus* poseen caparazones de quitina. Otro tanto ocurre con la mayoría de los animales con hexoesqueletos, como crustáceos e insectos.

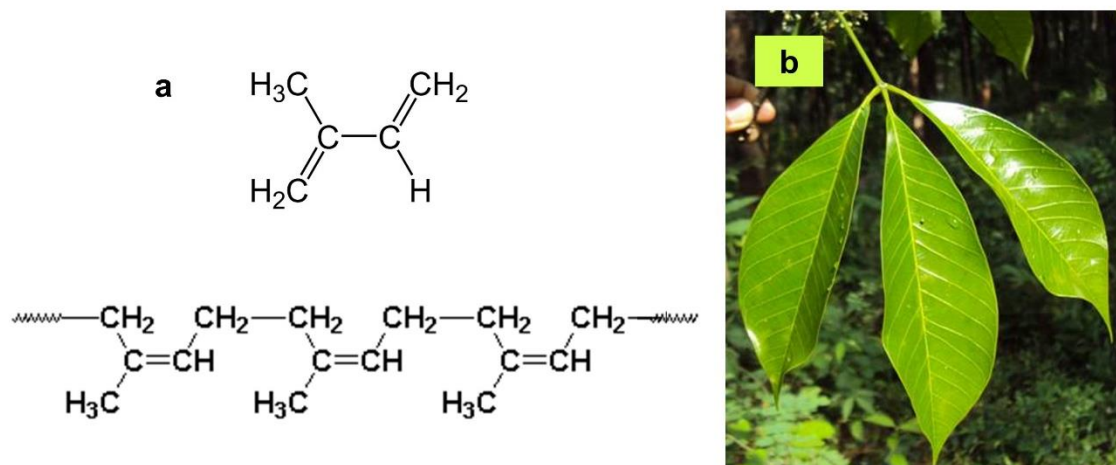
El quitosán es un polisacárido aminado lineal, copolímero de β-D-glucosamina y N-acetil-D-glucosamina distribuidos al azar y unidos por enlaces β-1,4. Se obtiene por deacetilación parcial de la quitina, en medio alcalino. Por tener grupos amino, puede protonarse y adquirir las características de un poliación. Sus aplicaciones son múltiples en procesos.

El agar es un polímero formado por la unión de dos tipos de azúcar, D-galactosa y 3,6-anhidro-L-galactosa. Se considera una mezcla de dos polisacáridos, la agarosa (70%) y la agaropectina. Tanto la agarosa como la agaropectina tienen la misma estructura básica, y se diferencian por los diferentes contenidos de grupos sulfato y piruvato.

El agar se obtiene a partir de ciertas especies de algas. Es muy usado como aditivo espesante de alimentos, como en los dulces de membrillo y de batata, ya que soporta temperaturas elevadas y puede ser esterilizado. Es sumamente usado en microbiología como soporte de los medios de cultivo para microorganismos.

### VII.9.2. Los poliisoprenos: caucho y gutapercha

Los poliisoprenos se encuentran en la naturaleza en sustancias como la gutapercha y el caucho. Ambos son diásteroisómeros, la gutapercha es cis y el caucho es trans. Aunque el precursor biológico del caucho no es el isopreno, este monómero es el que se repite en la macromolécula. El caucho es una goma natural formada por un polímero amorfo que posee una gran capacidad de deformación (elastómero), cuya estructura se muestra en la Figura VII.35. El polímero se extrae de la savia o látex del árbol del caucho (*hevea brasiliensis*). La masa molecular relativa oscila entre 60.000 y 350.000 uma, lo que equivale a valores de  $n$  entre 1.000 y 5.000. El látex es una suspensión coloidal (III.11.2) de caucho en agua presente en la savia del árbol del caucho, pero también en otras plantas como el diente de león. Las gomas de borrar lápiz están hechas de caucho. La gutapercha es un isómero del caucho, correoso pero no elástico.

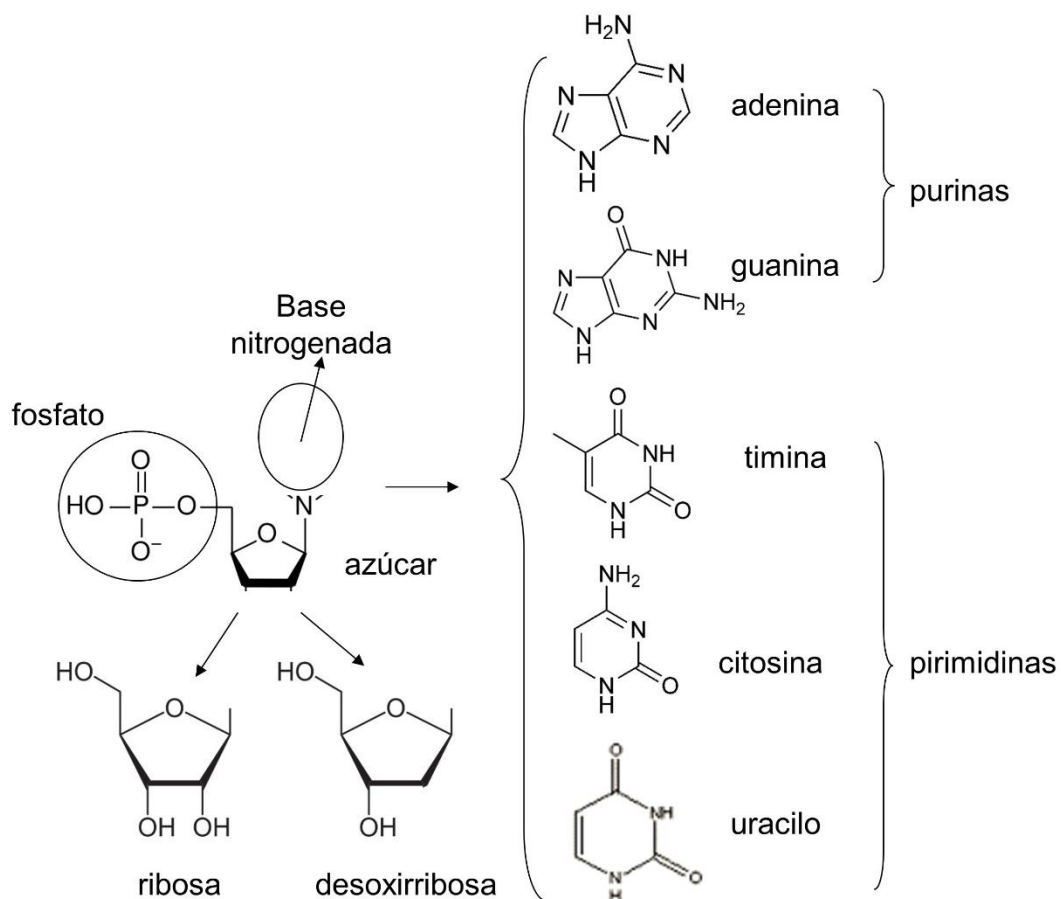


**Figura VII.35.** a. Isopreno y poliisopreno, polímero del caucho tanto natural como sintético. b. Hojas de la planta del caucho, *Hevea brasiliensis*.

Las propiedades del caucho mejoran notablemente mediante la vulcanización, procedimiento desarrollado por Charles Goodyear en 1839, y que consiste en agregar azufre al caucho caliente. La estabilidad se debe a la formación de puentes disulfuro entre las cadenas poliméricas. Contenidos de hasta un 2% de azufre mantienen la elasticidad del caucho y aumentan notablemente su estabilidad. Con 35% de azufre se obtiene un polímero duro, la ebonita.

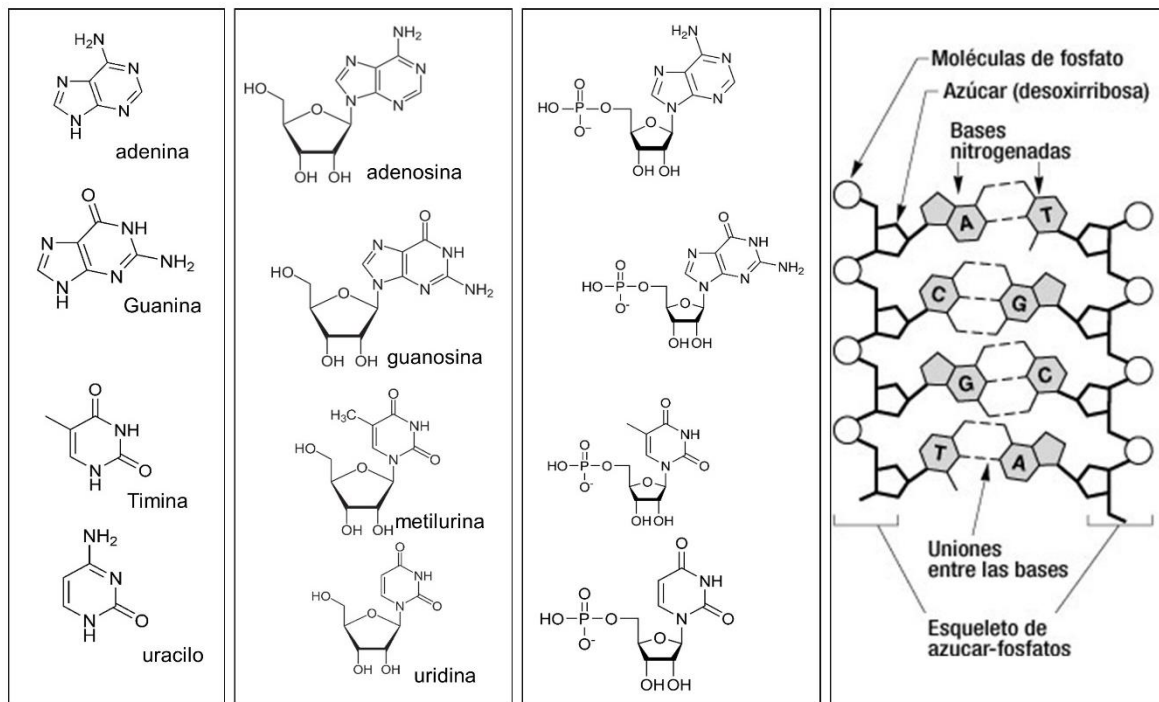
### VII.9.3. Los ácidos nucleicos

Los ácidos nucleicos, el desoxirribonucleico (ADN) y el ribonucleico (ARN), presentes en las células, son estructuras muy complejas, cuyas propiedades determinan la transmisión de los caracteres hereditarios, la síntesis de las proteínas y otras funciones metabólicas muy importantes. Son copolímeros de cuatro monómeros diferentes conocidos como nucleótidos. Cada uno de ellos está formado por una base nitrogenada, un fosfato y un azúcar de cinco carbonos, desoxirribosa en el ADN y ribosa en el ARN, tal como se indica en la Figura VII.36. Hay cinco bases nitrogenadas diferentes: adenina (A), guanina (G), timina (T), citosina (C) y uracilo (U). Las dos primeras se denominan bases púricas y las otras tres son las bases pirimidínicas. La timina se encuentra solamente en el ADN y el uracilo es propio del ARN. Las demás bases son compartidas tanto por el ADN como el ARN. En la Figura VII.37 se muestran las estructuras de algunos nucleótidos que contienen ribosa en las dos primeras columnas, y desoxirribosa en la tercera.



**Figura VII.36.** Estructura de los nucleótidos: un grupo fosfato, una de dos pentosas y una de cinco bases posibles, dos púricas y tres pirimidínicas.





**Figura VII.37.** En la primera columna se indican las estructuras de las bases nitrogenadas, en la segunda las bases glicosadas, en la tercera los nucleótidos monofosfato, con la pentosa ribosa y en la cuarta el modo en que se unen las bases mediante puente H. En la tercera columna la pentosa es desoxirribosa.

Los nucleótidos se unen de a miles para formar las hebras de ácidos nucleicos. Las hebras se asocian de a pares gracias a los puentes H que se establecen entre las bases de una hebra con las bases de la otra. Siempre la adenina se une con la timina (A-T) y la citosina con la guanina (C-G), según la capacidad de las bases de formar dos o tres uniones puente hidrógeno respectivamente, tal como se indica en la cuarta columna de la Figura 34. La doble hélice de las hebras complementarias constituye el ADN mientras que el ARN está formado por una sola hebra o cadena. Las moléculas de ADN se asocian a su vez con proteínas para formar los genes, presentes en los cromosomas de las células. Las estructuras de los ácidos nucleicos fueron descubiertas en 1953, y revolucionaron la química biológica, la biología celular y la genética. Para una descripción más detallada de la estructura de los ácidos nucleicos ver la bibliografía.<sup>12</sup>

#### VII.9.4. Las proteínas

Las proteínas son macromoléculas biológicas de una alta complejidad estructural, presentes en la totalidad de los seres vivos. Son un conjunto numeroso cuya distribución y

<sup>12</sup> Estructura y propiedades de los ácidos nucleicos, Verónica Burriel Coll disponible en [https://www.uv.es/tunon/pdf\\_doc/AcidosNucleicos\\_veronica.pdf](https://www.uv.es/tunon/pdf_doc/AcidosNucleicos_veronica.pdf). Fecha de visita 05-03-2022

propiedades específicas las constituyen en componentes fundamentales de células, tejidos y fluidos biológicos, donde integran componentes estructurales y de sostén. Es fundamental su función como enzimas, es decir, catalizadores de las reacciones bioquímicas ya sea aumentando o disminuyendo sus velocidades, No menos importante es su participación en la regulación de los procesos que ocurren en las membranas biológicas, de las que forman parte.

La funcionalidad de las proteínas debe considerarse conjuntamente con su estructura, o conformación. Analizaremos en primer lugar algunos aspectos de los aminoácidos (*aa*), monómeros constituyentes de la estructura proteica.

#### *VII.9.4.1. Los aminoácidos*

La estructura polimérica de las proteínas se basa en la unión de diferentes  $\alpha$ -aminoácidos (*aa*). Están formados por un grupo carboxílico y un grupo amino en el segundo carbono de la cadena, vecino del grupo carboxilo, y que se denomina carbono  $\alpha$ . Los *aa* difieren entre sí por la presencia de un sustituyente unido al carbono  $\alpha$ , al que designamos genéricamente R, según se indica en la Figura VII.38. La fórmula general de los aminoácidos es siempre la misma, lo que cambia de un *aa* a otro es R.

Las proteínas de la totalidad de los seres vivos comparten los mismos veinte aminoácidos, indicados en la Tabla VII.3. El hecho de que todas las células vivientes contengan los mismos *aa* apoya la teoría de la existencia de una célula ancestral común a toda la biosfera. De estos veinte *aa*, nuestro organismo sintetiza once. Los otros son considerados esenciales, y deben ser provistos por la alimentación. Algunas especies tienen, además de los veinte *aa* comunes, algunos otros que les son propios.

Dadas las características ácido-base de los grupos carboxilo y amino, los aminoácidos pueden ser aniones, cationes o presentar simultáneamente ambas cargas, dependiendo del pH y de las constantes ácido base del amonio y del carboxilo en cada aminoácido, tal como se indica en la Figura VII.38. Los valores de pKa para el carboxilo varían entre 1,8 en la histidina y 2,43 en el triptofano, mientras que para el grupo amino el intervalo va de 8,84 en la aspargina a 10,7 en la cisteína.

Los grupos funcionales presentes en R son definatorios en la estructura y comportamiento químico de cada *aa*, lo que a su vez se traduce en la estructura y propiedades de las proteínas.

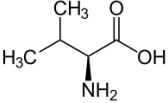
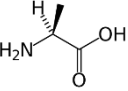
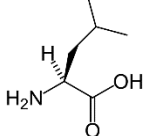
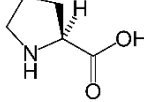
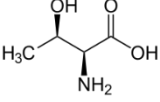
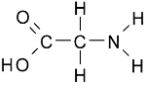
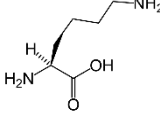
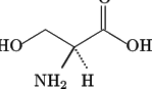
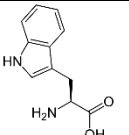
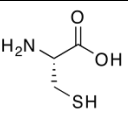
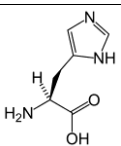
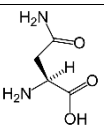
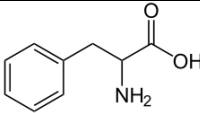
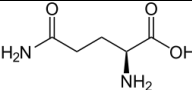
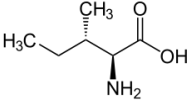
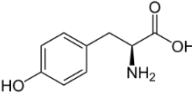
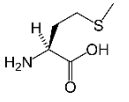
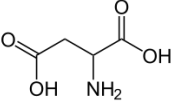
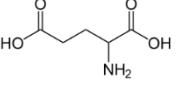
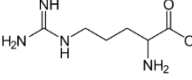
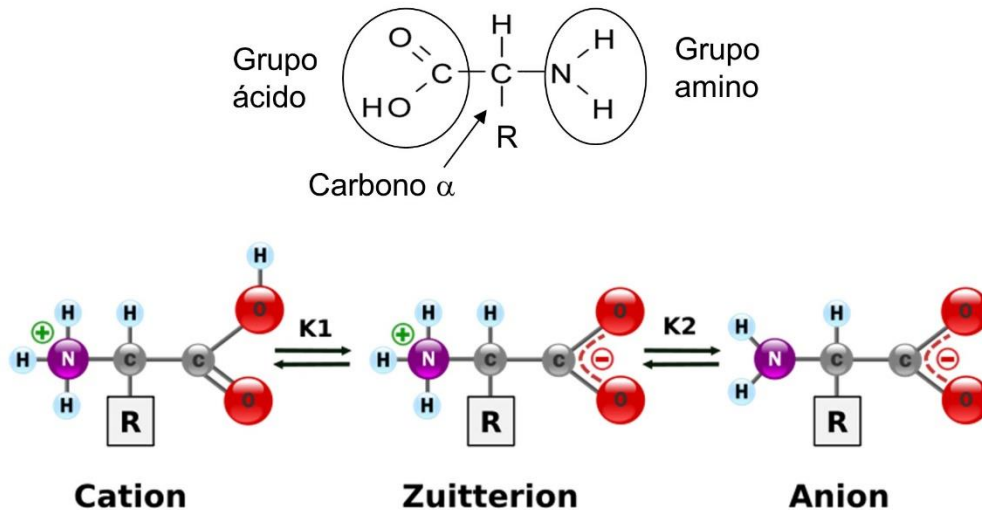
| Aminoácidos esenciales |             |   | Aminoácidos no esenciales |             |   |
|------------------------|-------------|---|---------------------------|-------------|---|
| Nombre                 | Abreviatura | Fórmula   | Nombre                    | Abreviatura | Fórmula   |
| Valina                 | Val         |    | Alanina                   | Ala         |    |
| Leucina                | Leu         |    | Prolina                   | Pro         |    |
| Treonina               | Thr         |    | Glicina                   | Gly         |    |
| Lisina                 | Lys         |    | Serina                    | Ser         |    |
| Triptofano             | Trp         |    | Cisteína                  | Cis         |    |
| Histidina              | His         |  | Aspargina                 | Asn         |  |
| Fenilalanina           | Phe         |  | Glutamina                 | Gln         |  |
| Isoleucina             | Ile         |  | Tirosina                  | Tyr         |  |
| Metionina              | Met         |  | Ácido aspártico           | Asp         |  |
|                        |             |   | Ácido glutámico           | Glu         |  |
|                        |             |   | Arginina                  | Arg         |  |

Tabla VII.3. Los veinte aminoácidos presentes en los seres vivos



**Figura VII.38.** Estructura genérica de los aminoácidos y estados de ionización según el pH.

En la Tabla VII.3 se indican las estructuras químicas de los grupos sustituyentes R. Estas estructuras permiten clasificar a los  $\alpha\alpha$  según diferentes criterios, basados en conjuntos de propiedades afines. La siguiente es muy útil:

*Aminoácidos no polares, apolares o hidrofóbicos*

R presenta uniones covalentes no polares o débilmente polares. Son los siguientes: alanina, glicina, valina, leucina, isoleucina, metionina, prolina y fenilalanina.

Este tipo de  $\alpha\alpha$  tiende a confinarse en regiones donde el agua queda excluida, como en las zonas internas de la estructura tridimensional de las proteínas.

*Aminoácidos polares*

Se trata de serina, treonina, aspargina, tirosina, triptofano, cisteína y glutamina. R contiene uniones polares, del tipo C-OH, C=O, o C-SH, que facilitan la interacción con las moléculas de agua y tienen un obvio carácter hidrofílico, aunque al ser especies no cargadas, también pueden interactuar con otros dipolos y encontrarse en las regiones hidrofóbicas.

*Aminoácidos polares cargados eléctricamente*

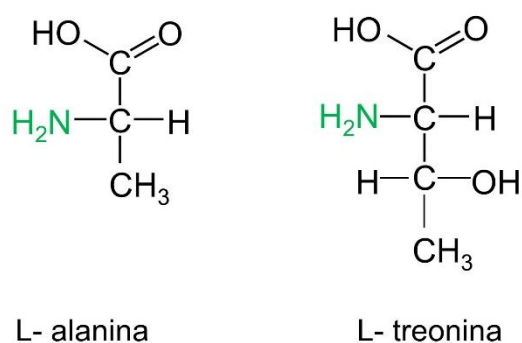
Presentan sustituyentes ionizables en R y por lo tanto poseen un fuerte carácter hidrofílico. Predominan en las zonas hidratadas de las proteínas y son los siguientes:

Con carga negativa, grupo carboxilo en R: ácido aspártico y el ácido glutámico.

Con carga positiva, grupo básico en R: arginina, histidina y lisina.

*Quiralidad: otra propiedad importante de los aminoácidos*

Con la excepción del más simple de todos los  $\alpha\alpha$ , la glicina, el carbono  $\alpha$  es asimétrico, por lo que son compuestos quirales (ver VII.7). Aunque pueden existir tanto los enantiómeros D como los L, las proteínas contienen solamente aminoácidos L. Se desconocen los orígenes evolutivos de este hecho. Sorprendentemente, los  $\alpha\alpha$  que llegan a la Tierra en los meteoritos provenientes del espacio exterior también son L, lo que ha dado lugar a numerosas conjeturas. En la Figura VII.39 se muestran las proyecciones de Fisher para los enantiómeros L de los  $\alpha\alpha$  L-alanina y L-treonina.



**Figura VII.39.** Enantiómeros L de los aminoácidos alanina y treonina. En la proyección de Fisher, los grupos amino se encuentran a la izquierda.

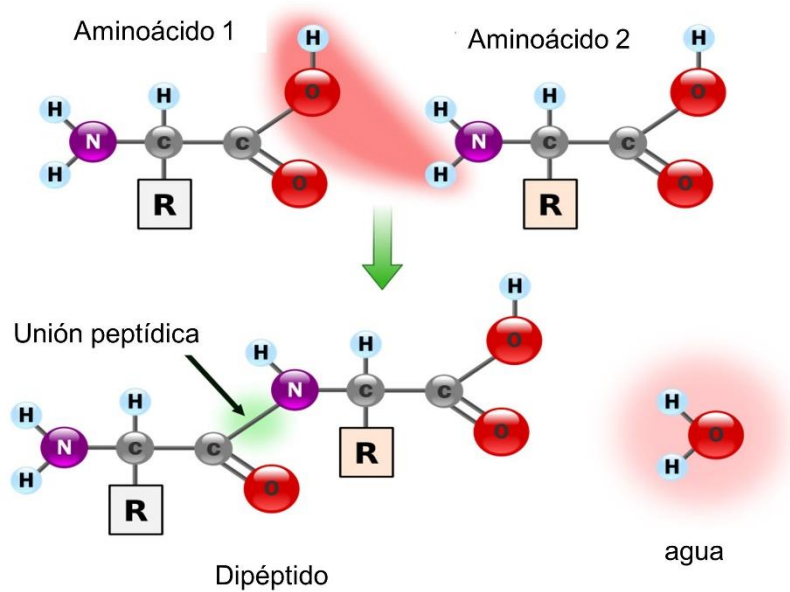
#### VII.9.4.2. La unión peptídica

Los aminoácidos se combinan mediante la formación de amidas entre el grupo carboxilo de un aminoácido y el grupo amino de otro, con pérdida de una molécula de agua, lo que genera una *unión peptídica*. Los péptidos son las moléculas resultantes, cuyo tamaño variable depende del número de uniones peptídicas: dipéptidos, tripéptidos o polipéptidos. Generalmente se consideran péptidos a las moléculas de hasta cuarenta aa, aproximadamente. Con un número mayor de monómeros, se los considera proteínas.

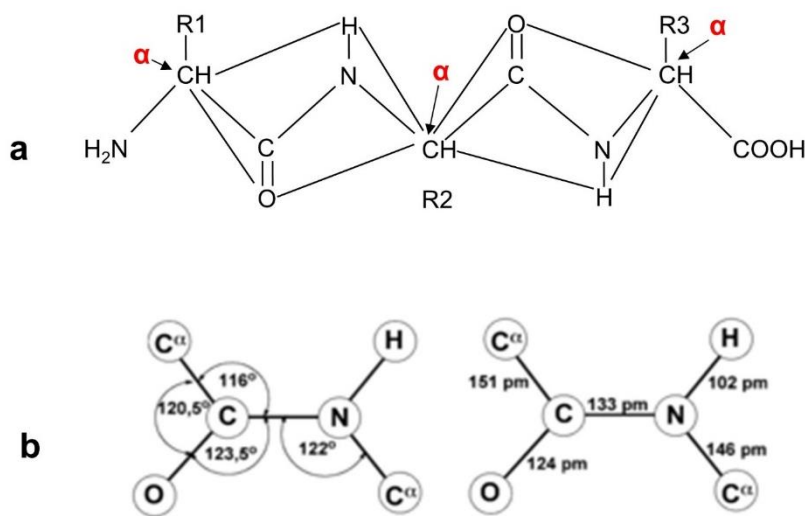
En la Figura VII.40 se muestra la unión peptídica entre dos  $\alpha\alpha$ , para formar un dipéptido.

Las uniones peptídicas en los péptidos no poseen la capacidad de girar libremente en todos los enlaces. Esto se debe a que el doble enlace del grupo carbonilo  $>C=O$  se comparte parcialmente con el grupo  $>N-H$ , con lo que éste adquiere un cierto grado de doble enlace, aproximadamente del 40%, lo que restringe severamente su capacidad de rotar. La unión

peptídica resulta más corta y más estable. Los seis átomos involucrados en el enlace peptídico se ubican en un mismo plano, tal como se indica en la Figura VII.41.



**Figura VII.40.** Formación de la unión peptídica mediante la reacción del grupo carboxilo de un aminoácido y el grupo amino de otro, con pérdida de una molécula de agua.

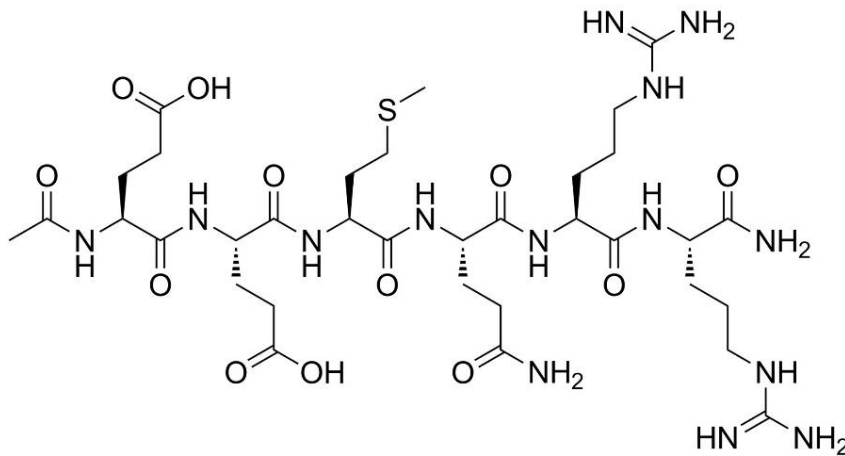


**Figura VII. 41. a.** La unión peptídica implica que los seis átomos incluidos en el rectángulo comparten un mismo plano y están impedidos de rotar. Un plano puede rotar respecto de otro plano vecino. **b.** Ángulos y longitudes de enlace de la unión peptídica.

El esqueleto de las proteínas está formado por la sucesión de estos planos rígidos separados por grupos metilenos que contienen alguno de los veinte sustituyentes R. Una proteína difiere de otra en la secuencia en que se ordenan los diferentes  $\alpha\alpha$ , pero comparten el mismo esqueleto de uniones peptídicas.

En la Figura VII.42 se muestra la estructura de la *Argirelina*, un péptido de seis aminoácidos, en el que se repiten el ácido glutámico, la arginina y la metionina. Puede

observarse que la distancia entre los enlaces peptídicos es constante, la diferencia radica en los grupos R.



**Figura VII.42.** Estructura química de la Argirelina (Acetil hexapeptido-3).

#### VII. 9.4.3. Estructura de las proteínas

El esclarecimiento de la estructura de las proteínas constituye una de las mayores proezas científicas del siglo XX, lograda gracias al aporte de estudios teóricos y experimentales llevados a cabo por equipos de físicos, químicos y biólogos. Las técnicas más adecuadas para estos estudios son la Resonancia Magnética Nuclear (RMN)<sup>13</sup>, y en mayor medida, la Cristalografía de Difracción de Rayos X, que discutimos en III.8.4.

El tipo y la secuencia de los aa presentes en los polipéptidos de cada proteína están determinados genéticamente, de tal forma que el número de veces que cada uno de ellos se repite y el orden en que lo hacen siempre es el mismo para cada proteína. De todas las secuencias posibles, sólo las que pueden plegarse son adecuadas para formar parte de una estructura proteica. La gran variedad de características y funciones de las proteínas se asocia con las formas posibles de plegado y entrecruzamiento, lo que puede lograrse con ciertos aa pero no con otros. Todas las proteínas son polipéptidos, pero no todos los polipéptidos son proteínas.

Debido a las cargas de los grupos amino y carboxílico libres al comienzo y al final de las cadenas peptídicas (grupos terminales) pero fundamentalmente al carácter iónico de los sustituyentes R en los aa polares cargados, (Figura VII.39), las proteínas son poliiones donde predominan los grupos carboxilato (aniones), o las bases nitrogenadas (cationes) según el pH

<sup>13</sup> La RNM no ha sido analizada en este libro por exceder sus alcances.

de la solución. El pH al cual la suma de las cargas negativas es igual a la suma de las cargas positivas, se denomina *punto isoeléctrico*.

Como ya dijimos, la funcionalidad de las proteínas está asociada con la estructura de la macromolécula. Ésta abarca cuatro niveles de organización creciente, denominados *estructuras primaria, secundaria, terciaria y cuaternaria*. Son el resultado de las interacciones químicas que se establecen entre los diferentes *aa*, y que responden, a las propiedades químicas de la unión peptídica y del tipo de uniones que los sustituyentes R pueden formar. Veremos a continuación algunos de los aspectos más relevantes de cada nivel.

### *Estructura primaria*

La estructura primaria o cadena principal describe la secuencia de *aa* presentes en cada proteína, de acuerdo con el código genético.

En la en la Figura VII.43 se muestra un ejemplo de estructura primaria. Implica una secuencia determinada de *aa* iguales o distintos, que difieren solamente en el grupo R. La secuencia de *aa* es fundamental, por cuanto las cadenas laterales R de cada uno de ellos difieren en carga, tamaño, capacidad de formar puentes hidrógeno y reactividad química, es decir, toda la información necesaria para determinar la morfología de los niveles crecientes de organización intramolecular propias de las estructuras secundaria, terciaria y cuaternaria de cada proteína.

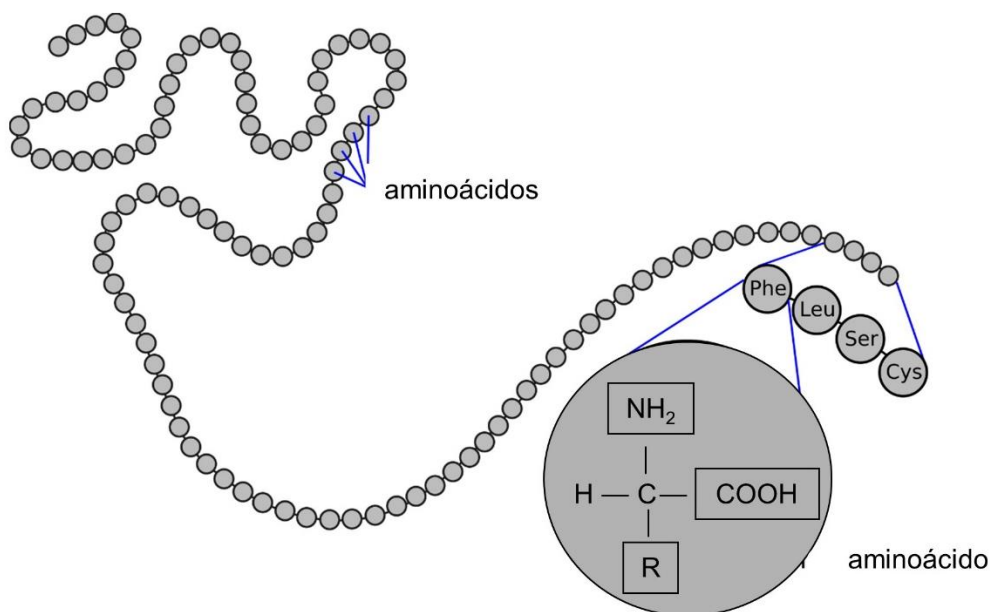
Lo anterior fue demostrado experimentalmente por Christian B. Anfinsen (1916-1995). A una proteína activa agregó urea, una sustancia capaz de inducir el desplegado de la proteína y así obtuvo un polímero lineal de *aa* que conservaba únicamente la estructura primaria. A continuación, eliminó la urea mediante diálisis,<sup>14</sup> y el polipéptido lineal se plegó de manera espontánea para regenerar la conformación de la proteína activa. En conclusión, es la estructura primaria la responsable del plegado, en función de las propiedades químicas de los grupos R, y determina la estructura, la función y las propiedades generales de las proteínas.

La evolución ha seleccionado las secuencias de *aa* que producen estructuras estables y funcionales.

---

<sup>14</sup> La diálisis consiste en la separación de los componentes de una solución acuosa en función del tamaño de las moléculas de soluto mediante ultrafiltración a través de una membrana semipermeable. Mientras las moléculas pequeñas, como la urea, pueden difundir a través de los poros de la membrana, las moléculas grandes, por ejemplo, las proteínas, quedan retenidas





**Figura VII. 43.** Estructura primaria de las proteínas, dada por la secuencia de aminoácidos.

### *Estructura secundaria*

La estructura secundaria se refiere a las diferentes formas de plegamiento de las cadenas de  $\alpha\alpha$ , determinadas por la estructura primaria.

El plegamiento de los polipéptidos de la estructura primaria ocurre en el lapso de microsegundos, y está determinado por las interacciones termodinámicamente más favorables que se dan entre los grupos R, teniendo en cuenta que las proteínas funcionales están en solución acuosa, con un dado pH y contenido salino. De esta forma, la molécula de proteína se estabiliza mediante interacciones químicas de diferente naturaleza y energías de unión. Las principales son atracciones electrostáticas entre aniones y cationes, de éstos con dipolos, de dipolos entre sí como en el caso de la formación de puentes hidrógeno, y principalmente por efecto hidrofóbico.

El efecto hidrofóbico resulta de la incapacidad del agua para formar uniones puente hidrógeno con sustituyente R no polares. Es fundamental en la determinación de la estructura secundaria por cuanto los aminoácidos no polares, al agruparse para evitar el contacto con el agua, generan el plegamiento del polipéptido. A su vez, este plegamiento modifica las distancias entre los átomos y optimiza la formación de puentes hidrógeno internos.

Una manera muy eficiente de establecer puentes hidrógeno internos surge cuando el plegado de la hebra de aminoácidos forma una espiral del diámetro necesario para que el oxígeno involucrado en una unión peptídica forme un puente con el hidrógeno del grupo

amino de otra unión peptídica, distante varios aminoácidos, tal como se muestra en la Figura VII.44a. La  $\alpha$ -hélice es un tipo de ordenamiento muy difundido en las proteínas. Cada vuelta contiene 3,6 *aa* y se establece una unión puente H cada cuatro.

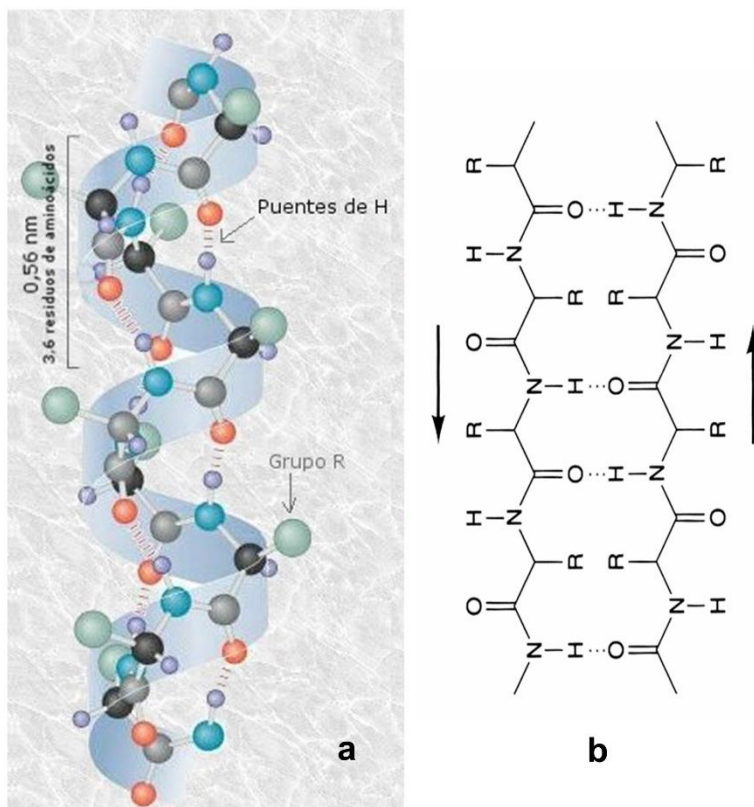
Otras veces los puentes hidrógeno se forman entre los grupos NH y CO pertenecientes a distintos *aa* de hebras paralelas. Estas uniones se forman entre polipéptidos adyacentes, dando lugar a estructuras denominadas cintas  $\beta$ , ver Figura VII.44b. En estas estructuras los sustituyentes R se ubican perpendicularmente a los dos planos de la cinta.

Los grupos NH y CO tanto en las  $\alpha$ -hélices como las cintas  $\beta$  solo forman puentes hidrógeno entre ellos, y no con el agua. Por lo tanto, son arreglos compactos que se sitúan en las regiones apolares de la proteína.

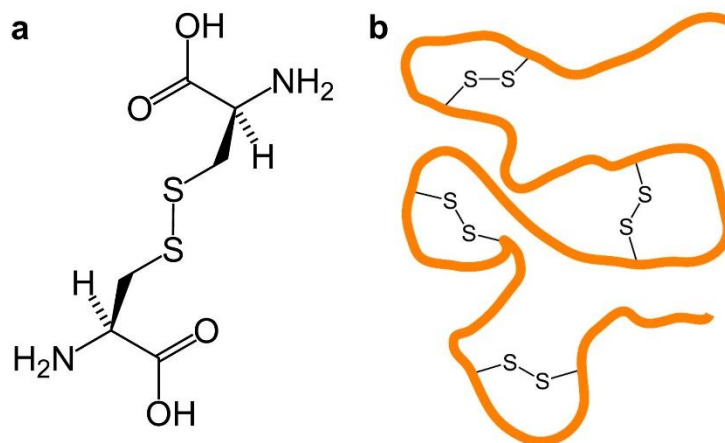
Las vueltas y pliegues de la cadena principal más desordenados son más estables en la superficie molecular, donde los grupos R polares forman puentes hidrógeno con el agua. Constituyen la región hidrofílica de las proteínas.

Existen otro tipo de hélices y de cintas, pero no las discutiremos aquí.

Los puentes disulfuro -S-S-, formados por la unión covalente entre los grupos -SH presentes en los aminoácidos cisteína y metionina, son fundamentales para la estabilidad de las proteínas. Ver Figura VII.45.



**Figura VII.44.** a. Modelos de la hélice alfa de las proteínas. Note la regularidad de los enlaces peptídicos. b. Modelo de la cinta beta de la estructura de las proteínas. Las flechas indican el sentido opuesto de ambas cadenas, de modo que cada carboxilo se enfrente con un amino. Observe los numerosos puentes H intramoleculares tanto en las hélices como en las cintas.



**Figura VII.45. a.** Formación de una unión por puente disulfuro entre dos cisteínas. **b.** Esquema que indica cómo los puentes disulfuro estabilizan ciertos pliegues en la secuencia de aminoácidos de la proteína.

### *Estructura terciaria*

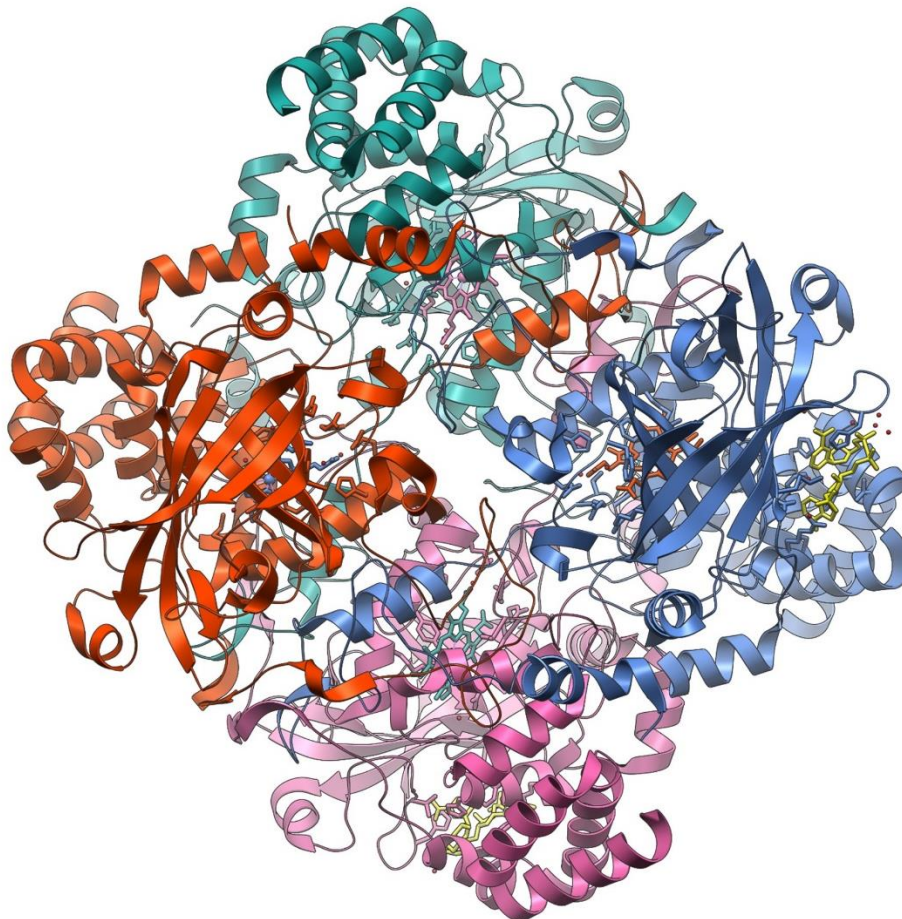
La estructura terciaria responde al modo en que se acomodan los segmentos de estructura secundaria. Describe la forma y el plegado de la macromolécula, dando lugar a plegamientos característicos, como globinas, manojos alfa, barriles beta y muchos otros. El número de los plegamientos conocidos es considerablemente menor que el de proteínas en la biosfera: muchas proteínas de identidad diferente, con diferentes estructuras primarias, adquieren plegamientos terciarios similares. Normalmente, el plegamiento terciario determina que el interior de la estructura sea compacto, como un cristal, sin espacios vacíos. Sin embargo, en los últimos años se han encontrado numerosas proteínas que cumplen funciones biológicas sin una estructura en un estado nativo desplegado, sin estructura terciaria definida.

### *Estructura cuaternaria*

Se refiere a las asociaciones de formas terciarias (subunidades) para formar dímeros, tetrámeros u otras formas de agrupaciones, muy importantes desde el punto de vista funcional de la proteína.

En la Figura VII.46 se muestra el diagrama de la estructura de una proteína, la enzima catalasa. Se visualiza la organización secundaria y terciaria, sobre la base de hélices alfa y cintas beta, y también la estructura cuaternaria, con la asociación de subunidades. Las enzimas son proteínas que cumplen la importante función de catalizar las reacciones biológicas, que

de otra manera serían mucho más lentas, o en algunos casos, imposibles. La enzima de la figura es responsable de catalizar la oxidación del peróxido de hidrógeno con producción de oxígeno y agua. Pueden observarse la disposición de las hélices  $\alpha$  y de las cintas  $\beta$ . La estructura cuaternaria, que es necesaria para que la enzima cumpla su función, comprende cuatro subunidades, que se muestran con cuatro colores diferentes. La masa molar de la catalasa se encuentra entre 210 000 y 280 000 uma.

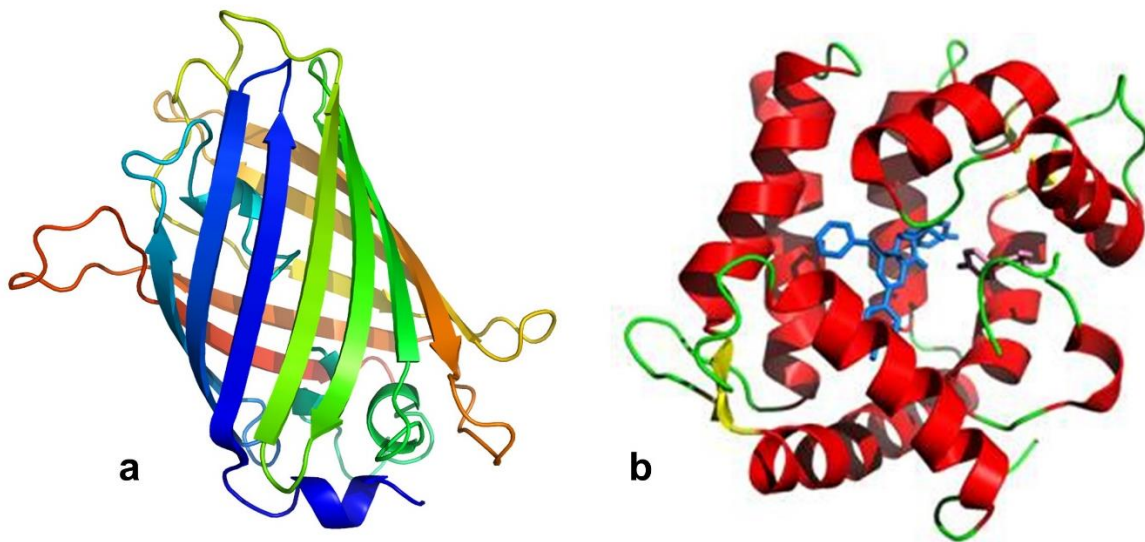


**Figura VII.46.** Estructura de la proteína catalasa, enzima que cataliza la oxidación de  $\text{H}_2\text{O}_2$  a  $\text{O}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ . Se observan las hélices  $\alpha$  y de las cintas  $\beta$  (estructura secundaria) combinadas entre sí para formar cada subunidad, (estructura terciaria). La asociación de las cuatro subunidades, indicadas mediante los colores rojo, turquesa, azul y magenta, corresponde a la estructura cuaternaria.

Un tipo de proteína muy interesante son los “barriles”  $\beta$ , estructuras proteicas huecas basadas en cintas  $\beta$ . Cuando se agrupan en tríadas forman la porina, presente en los poros en las membranas de células procariotas (sin núcleo) como las bacterias.

La Figura VII.47.a muestra un caso particular de barril  $\beta$ , la proteína verde fluorescente. Es una proteína pequeña, de sólo 238 aminoácidos y masa molecular relativa de 26.900 uma. Fue encontrada por primera vez en la medusa *Aequorea victoria*. Cuando la proteína es iluminada con luz azul emite radiación fluorescente de color verde. La parte de la molécula

responsable de la fluorescencia son tres aminoácidos, serina, tirosina y glicina, que se ubican en el interior del barril. La luz azul, en las profundidades oceánicas, es provista por otra proteína también de pocos *aa*, la acuorina presente en la misma medusa. La emisión se produce cuando la acuorina se une a iones  $\text{Ca}(\text{II})$ , que se liberan en el interior de la medusa. Figura VII.47.b.



**Figura VII.47.** a. Proteína verde fluorescente, PVF, presente en organismos marinos, entre ellos la medusa *Aequorea victoria*. La estructura es un cilindro hueco donde predominan las cintas  $\beta$ . b. Acuorina, proteína pequeña capaz de producir, cuando se une a  $\text{Ca}(\text{II})$ , la luz azul que activa la fluorescencia de la PVF.

#### VII.9.4.4. Proteínas de membrana, proteínas globulares y hemoglobina

##### Proteínas de membrana

Como indica su nombre, son parte constitutiva de las membranas que recubren las células y sus organelas internas. Estas proteínas participan de una amplia gama de procesos biológicos fundamentales, como la fotosíntesis (VII.11.1), la respiración celular (VII.11.2), la transmisión del impulso nervioso, las respuestas inmunológicas y hormonales, por mencionar solo algunos.

La presencia de estas proteínas específicas determina que las membranas sean altamente selectivas frente a la entrada y salida de diferentes sustancias, mediante procesos de transporte tanto pasivos como activos, estos últimos con consumo de energía. La alta especificidad de las proteínas de membrana se debe a sus conformaciones, las que no pueden describirse al margen la estructura de las membranas biológicas.

Al respecto, diremos de manera simplificada<sup>15</sup> que la membrana biológica consta de proteínas y de una doble capa de fosfolípidos (VII.5.6) y colesterol. En la capa externa las cabezas de los fosfatos se orientan hacia la solución acuosa que baña la célula, mientras que los mismos grupos, pero de la capa interna lo hacen hacia el interior celular. Las colas hidrofóbicas de las dos cadenas de ácidos grasos de cada fosfolípido tanto de la capa externa como de la interna se alinean paralelamente en una única región compacta altamente hidrofóbica.

Las proteínas se encuentran enclavadas en la doble capa lipídica de un modo altamente específico, según la proteína de que se trate. De nuevo, de un modo altamente simplificado, diremos que la región hidrofílica de la proteína se proyecta hacia afuera de la membrana, donde se estabiliza por interacciones iónicas con los fosfatos y formando puentes hidrógeno con las moléculas de agua. La parte hidrofóbica de la proteína se incorpora a la región hidrofóbica de la doble capa lipídica. Pueden ubicarse individualmente o agrupadas, según sus funciones. La ubicación de una proteína con respecto a sus vecinas también es importante, sobre todo cuando los procesos involucran acciones concertadas.

### Proteínas globulares

Son estructuras tridimensionales compactas que se asocian con otras unidades, según la estructura cuaternaria. La superficie generalmente es irregular, estableciéndose zonas con diferentes propiedades, como la densidad de carga, la hidrofobicidad, hidrofiliidad, presencia de canales o “bolsillos”, donde podemos encontrar los centros activos que ejercen la actividad catalítica, entre otras funciones. Algunos ejemplos de este tipo de proteínas son las enzimas, moléculas que funcionan como catalizadores altamente eficientes y específicos de las reacciones bioquímicas. También contienen *grupos prostéticos*, estructuras no proteicas que se unen a la proteína y son fundamentales para su función.

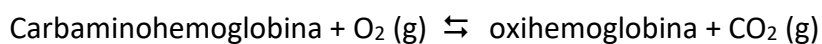
### Hemoglobina

Se encuentra en los glóbulos rojos de la sangre y es un ejemplo de proteína globular, formada por cuatro subunidades. Cada una contiene, además de la globina, que es la proteína propiamente dicha, un grupo prostético, el hemo, formado por porfirina con un catión central de Fe(II). La porfirina es una corona formada por cuatro anillos pirrol unidos entre sí por pares de carbonos. Cada pirrol es un anillo de cinco miembros, cuatro carbonos y un nitrógeno cuyo par electrónico no compartido le da las características de ligando, ver Figura VII.48. La cavidad central tiene las dimensiones adecuadas para alojar cationes metálicos y formar quelatos. En el caso del Fe, el grupo que resulta se denomina hemo, que posee, además, sustituyentes que le son propios. La porfirina está presente en otras moléculas biológicas, como la vitamina B12

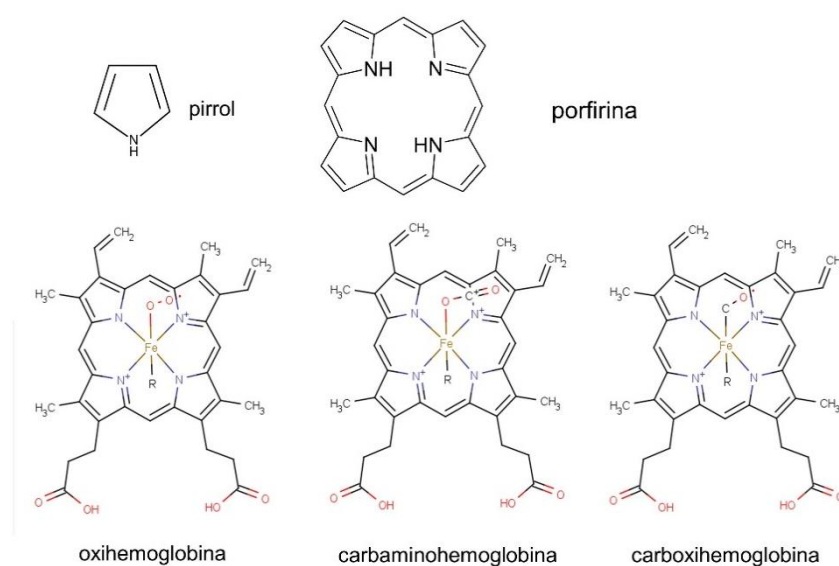
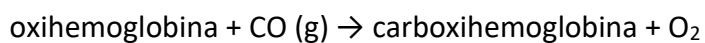
---

<sup>15</sup> Para una descripción más realista de las membranas biológicas es preciso remitirse a los textos de biología celular.

Tal como discutimos en el Capítulo VI, el hierro posee seis posiciones de coordinación, cuatro de las cuales se combinan con los cuatro nitrógenos pirrólicos del anillo de porfirina para formar un complejo intensamente coloreado de rojo, responsable del color de la sangre. De las dos posiciones restantes, una se usa para unirse a la globina, y la otra para incorporar distintos gases. Con oxígeno se forma la oxihemoglobina, con dióxido de carbono, la carbaminohemoglobina y, eventualmente, con monóxido de carbono la carboxihemoglobina. En la Figura VII.48 se muestran las estructuras del pirrol, de la porfirina y de la hemoglobina bajo sus tres formas. Tanto la carbaminohemoglobina como la oxihemoglobina son complejos inestables, y el intercambio de gases ocurre con facilidad.



Como en los pulmones abunda el  $\text{O}_2 (\text{g})$ , la reacción ocurre de predominantemente de izquierda a derecha, mientras que, en el medio celular rico en  $\text{CO}_2$  producto de la respiración celular, ocurre en el sentido inverso. De esta forma, la hemoglobina es la responsable del transporte de  $\text{O}_2$  y  $\text{CO}_2$  entre los pulmones y las células a través del torrente sanguíneo, ya que la captación, tanto del  $\text{O}_2$  como del  $\text{CO}_2$  ocurre con facilidad. No es el caso de la carboxihemoglobina. La unión del monóxido de carbono con el Fe es tan fuerte que una vez formado el complejo no se disocia más, y la hemoglobina queda inutilizada para el transporte tanto de  $\text{O}_2$  como de  $\text{CO}_2$ . Si la concentración del monóxido de carbono respirado es alta, puede provocar la muerte por asfixia.



**Figura VII.48.** Pirrol, porfirina y el grupo hemo: complejo de porfirina sustituida con Fe(II), responsable del color rojo de la sangre. Se une al oxígeno en la oxihemoglobina, al dióxido de carbono en la carbaminohemoglobina y al monóxido de carbono en la carboxihemoglobina.

#### VII.9.4.5. Algunos ejemplos de proteínas fibrosas

##### *Queratinas*

Son las proteínas constitutivas del pelo y la lana de diferentes animales, la seda de insectos y arañas, las uñas, las pezuñas y los cuernos. Están presentes también en las plumas y en las escamas de algunos reptiles. En este tipo de proteínas predominan hélices o cintas, bajo sus diferentes formas según cada caso. Las masas moleculares relativas de las queratinas varían entre  $10^4$  y  $10^5$  uma.

##### Lana de oveja

Desde el punto de vista químico, la lana, al igual que todos los pelos de animales, es una fibra sumamente elástica, con estructura helicoidal, estabilizada por puentes hidrógeno y enlaces disulfuro.

##### Seda

La hebra de seda sin tratar contiene un 75% de la proteína fibroína y un 25% de sericina, que es una mezcla de albúminas, grasas y resinas entre otras sustancias. La sericina es soluble en agua con jabón y se pierde con el lavado.

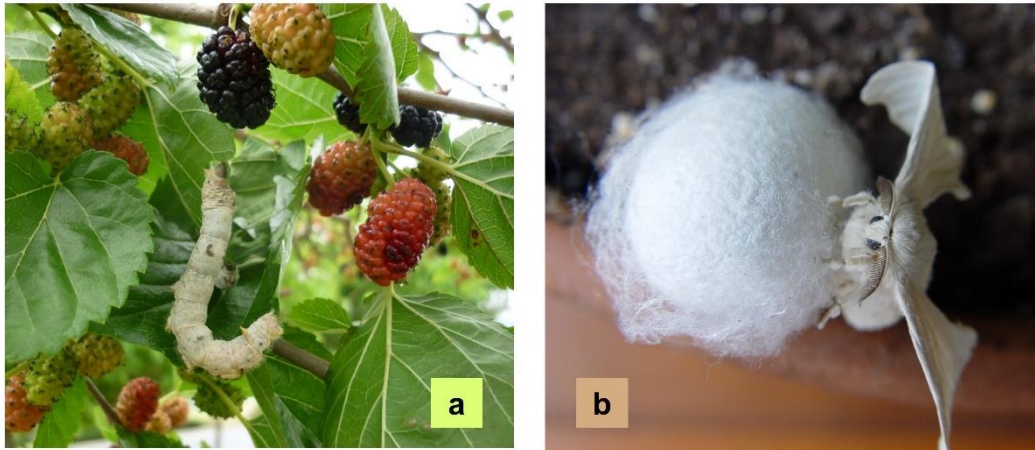
La fibroína es una proteína bastante compleja en su estructura, y curiosamente carece de aminoácidos con azufre. Su secuencia de aminoácidos es la siguiente: (Glicina-Serina-Glicina-Alanina-Glicina-Alanina)<sub>n</sub>. Esta secuencia, que se repite n veces, favorece la formación de cintas  $\beta$ .

La seda es uno de los materiales más resistentes conocidos, más fuerte y menos quebradizo (a igualdad de peso) que el acero. Es producida por el gusano de la mariposa *Bombyx mori* que se alimenta de hojas de morera. El gusano forma un filamento continuo de 3.000 m de largo aproximadamente con el cual se envuelve formando el capullo. El hilo está recubierto por sericina que une los hilos entre sí. Ver Figura VII.49.

Desde el punto de vista químico, la seda es resistente a los ácidos diluidos. Es muy vulnerable frente a álcalis como la soda y potasa cáusticas. No resiste la acción del cloro, por lo que no puede ser lavada con hipoclorito.

Lana y seda son de naturaleza hidrofílicas por tanto pueden teñirse con colorantes solubles en agua, también con colorantes reactivos que forman enlaces covalentes con los grupos amino libres ( $-NH_2$ ) en las proteínas. Los grupos libres carboxilo  $-COOH$  (ácido) y amino  $-NH_2$  (básico) pueden reaccionar respectivamente con los grupos básicos y ácidos presentes en las moléculas de colorante, que de esta forma quedan fijadas a la fibra.





**Figura VII. 49.** a. Gusano de seda de la morera, *Bombyx mori*. b. Mariposa de *Bombyx mori* saliendo del capullo de seda.

### Telaraña

Las proteínas que componen el hilo de la araña o seda de araña se denominan *espidroínas*. Éstas se concentran en las glándulas ampuláceas, en el abdomen. Mediante un mecanismo sólo parcialmente conocido las proteínas se organizan para formar el hilo. Poco antes de salir al exterior, el líquido que contiene la proteína en altas concentraciones se transforma en la fibra sólida, debido probablemente a un cambio brusco en el pH.

Las fibras de seda de araña son mucho más resistentes que un cable de acero de similar grosor y muchísimo más elásticas, ya que puede duplicar su extensión por estiramiento sin romperse. Se trata del polímero más fuerte conocido. Debido a que las arañas se niegan a trabajar comunitariamente (como hacen los gusanos de seda) y optan por comerse las unas a las otras, no es posible el diseño de granjas de arañas para la producción industrial de la seda. Por eso se trata de sintetizar las espidroínas mediante procesos biotecnológicos, usando bacterias e incluso mamíferos que la segregan en la leche. Las aplicaciones serían enormes, no sólo por las excepcionales características físicas de las espidroínas sino por ser un material biocompatible. Se espera poder usarla para la regeneración de órganos, tendones o ligamentos; como hilo de sutura reabsorbible, para compresas, etc. También podrían usarse en la fabricación de chalecos antibalas, materiales de seguridad vial (vallas, parachoques), debido a su gran capacidad para absorber cantidades importantes de energía mecánica antes de romperse.

### *El fabuloso poncho de seda de la araña dorada de Madagascar*

Simon Peers, británico especialista en historia del arte, junto a un equipo y con el apoyo económico del estadounidense Nicholas Godley, llevaron a cabo una extraña empresa, que concluyó en 2009, insumiendo casi cinco años y más de 300.000 libras esterlinas.

A partir de la seda extraída de más de un millón de arañas endémicas de Madagascar, (*Nephila inaurata madagascariensis*), Figura VII.50.a, tejieron telas en telares típicos de Madagascar, Figura VII.50.b, y una capa de 3,35 m de largo y 1,20 m de ancho en forma de poncho, Figura VII.50.c. La prenda, de una exquisita suavidad, conserva el hermoso color dorado natural de la fibra, ya que no fue sometida a ningún proceso de tinción. Fue tejida íntegramente a mano siguiendo técnicas ancestrales, incluyendo en su trama motivos tradicionales de Madagascar.

Las arañas no son venenosas, y normalmente sus telas pueden tener más de 1,80 m de diámetro. Para la obtención de las fibras fueron colocadas cuidadosamente en receptáculos especiales para evitar que se comieran unas a otras o escaparan. Para contribuir a su preservación, cada araña fue retenida durante un día y luego liberada.

Los filamentos obtenidos de cada conjunto de 24 receptáculos fueron retorcidos a mano en un único filamento. Con cuatro de estos filamentos se hiló la hebra usada para tejer. La hebra de esta seda es más fuerte que el acero y que el kevlar<sup>16</sup>, pero mucho más flexible.

La prenda se expuso en 2009 en el *American Museum of Natural History* de Nueva York, y al año siguiente fue llevada al Victoria and Albert Museum de Londres<sup>17</sup>.

### *Colágeno*

Es la proteína más abundante en los vertebrados. En los seres humanos constituye un tercio de la totalidad de las proteínas del cuerpo y representa las tres cuartas partes de la piel disecada. Forma el material de cemento de nuestros huesos y dientes, sobre el que precipitan los minerales de calcio. Las fibras de colágeno también forman tendones y cartílagos. En los vertebrados se han identificado veintiocho tipos diferentes de colágeno compuestos al menos por 46 polipéptidos distintos.

---

<sup>16</sup> El kevlar será descrito en el punto VII.11.

<sup>17</sup> En Internet hay muy buenas fotografías de esta prenda. Ver:

<http://www.ecouterre.com/art-historian-creates-worlds-largest-shawl-made-from-gold-colored-spider-silk/> <http://www.theguardian.com/artanddesign/gallery/2012/jan/23/golden-silk-cape-spiders-in-pictures>.



**Figura VII.50.a.** Araña de Madagascar, *Nephila inaurata madagascariensis*, con cuya seda se tejió la tela mostrada en **b**. En **c** se muestra la capa hecha con la misma seda y que se exhibe en el Museo Victoria y Alberto de Londres, Inglaterra.

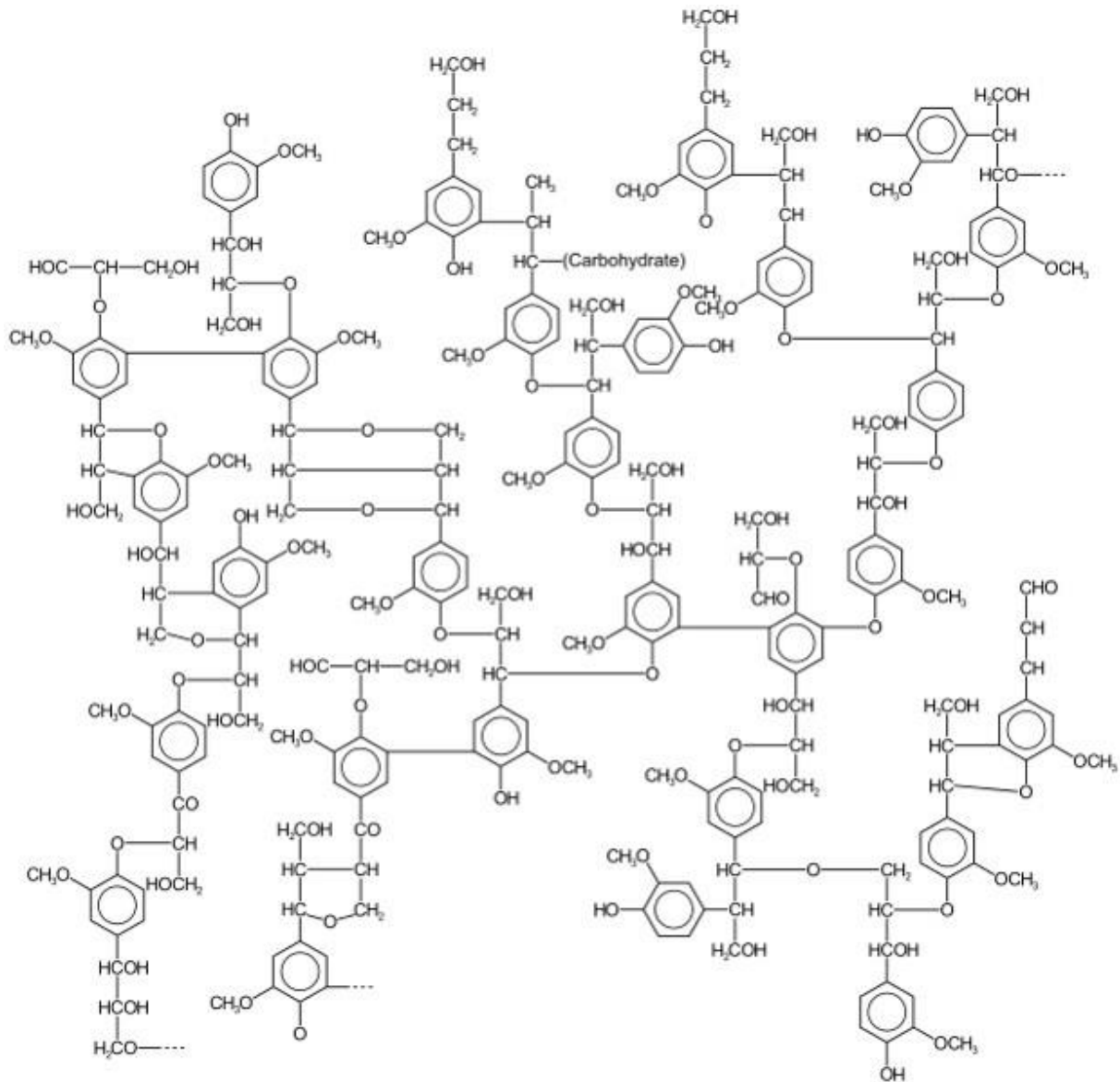
## VII. 10. Algunas macromoléculas naturales

Aunque no se trata de polímeros (no hay una unidad monomérica definida que se repita) existen en la naturaleza macromoléculas muy importantes desde el punto de vista de la biosfera. De la gran variedad existente, hemos seleccionado, la lignina y los componentes del humus, por su importancia en la naturaleza y en la agricultura.

### VII.10.1. Lignina

La madera está formada principalmente por celulosa, polímero de la glucosa, y por lignina, formada por un grupo de macromoléculas químicamente muy estables, que aporta a la madera su resistencia y estabilidad, tanto desde el punto de vista mecánico como químico, y frente al ataque de microorganismos. Son particularmente abundantes en las plantas leñosas. Las fibras duras, como el sisal y el cáñamo, contienen celulosa y una parte importante de lignina.

Desde el punto de vista químico estas macromoléculas, con una masa molecular aproximada de 10 000 uma, están formadas por polifenoles transconectados. En la Figura VII. 51 se muestra una estructura posible para la lignina.



**Figura VII. 51.** Una estructura posible para la lignina.

A la intemperie y en ambientes húmedos, la madera se descompone más o menos rápidamente, como ocurre con los troncos caídos en los bosques. Esto se debe a la acción de los hongos, principalmente unicelulares, como las levaduras. Éstas segregan la enzima celulasa, que cataliza la descomposición por hidrólisis de la celulosa con liberación de glucosa, que utilizan como alimento. La disolución de la celulosa destruye la estructura de la madera, y la lignina queda como residuo.

El papel blanco está compuesto por celulosa en un alto porcentaje. Las papeleras extraen la pulpa de celulosa de la madera mediante procedimientos químicos que apuntan, principalmente, a la separación de la lignina. Los restos no eliminados se oxidan lentamente con el paso del tiempo, y son la causa del color amarillento y hasta amarronado del papel viejo.

#### *VII.10.2. El humus y sus componentes*

Tanto la lignina, producto de la descomposición microbiológica de la madera, como las sustancias provenientes de la degradación de la celulosa, el tanino y otros compuestos, ingresan al suelo, donde, en presencia del oxígeno del aire se oxidan lentamente y en distinto grado por acción de microorganismos. Paralelamente a un proceso de mineralización, ocurre la formación del humus, responsable del color negro característico de la tierra fértil.

El humus consiste en una mezcla heterogénea y compleja de macromoléculas polifenólicas y quinónicas, de masas moleculares y estructuras variadas. Son hidrofílicas, relativamente estables desde el punto de vista químico, tienden a formar coloides, y presentan una notable capacidad para generar complejos a través de sus múltiples ligandos.

Al no ser posible la caracterización de todas las sustancias que integran el humus, es más útil determinar las propiedades de grupos de sustancias de solubilidades similares. Los componentes de menor masa molecular son solubles en agua e ingresan a aguas de escorrentía, arroyos y ríos. Los de mayor masa molecular, escasamente solubles, se incorporan a los suelos o al material en suspensión. A su vez, pueden separarse en diferentes fracciones, según sus solubilidades en bases o ácidos fuertes.

La primera separación se obtiene al tratar las muestras húmicas con solución de hidróxido de sodio, NaOH. Una parte se disuelve, bajo la forma de una solución negro-amarronada llamada fracción oscura, quedando un residuo altamente insoluble, la humina, también insoluble en medio ácido. Es sumamente estable, participa en el intercambio iónico del suelo y favorece la retención de la humedad.

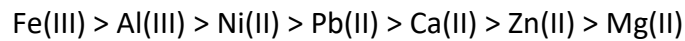
Al tratar la fracción oscura con ácido sulfúrico, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, precipita otra fracción, la de los ácidos húmicos, de masas moleculares del orden de 10<sup>4</sup> uma, mientras permanecen disueltos otros componentes, los ácidos fúlvicos, cuyas masas oscilan alrededor de 10<sup>2</sup> uma.

Los ácidos húmicos pueden a su vez separarse en otras fracciones mediante sucesivas etapas de disolución-precipitación usando diferentes reactivos.

Tanto los ácidos húmicos como los fúlvicos han sido estudiados exhaustivamente por sus notables propiedades químicas, bioquímicas, y terapéuticas. Poseen un esqueleto carbonado con un alto porcentaje de anillos aromáticos sustituidos con carboxilos, oxidrilos fenólicos y aminos, distribuidos principalmente en la superficie molecular. Estos grupos

funcionales son muy efectivos para la formación de complejos con los cationes metálicos presentes naturalmente en los suelos o incorporados por contaminación. Los ácidos húmicos son los agentes acomplejantes más importantes en los sistemas naturales.

La estabilidad decreciente de los complejos metálicos es la siguiente:



La estructura y propiedades de estos agregados de complejos juegan un papel importante en el transporte de nutrientes minerales necesarios para la vegetación, pero también de cationes metálicos tóxicos, como plomo, cadmio y mercurio. De allí la importancia del humus en la agricultura y en el ambiente.

### **VII.11. Las reacciones rédox orgánicas en la biosfera**

La historia geológica de la Tierra se remonta a algo más de 4.500 millones de años. Una vez que disminuyeron los impactos masivos de meteoritos, la temperatura descendió, las rocas fundidas en la superficie se solidificaron y el agua líquida se condensó dando origen a los océanos primitivos. A partir de entonces, 3500 millones de años atrás, comenzaron a gestarse las primeras formas de vida, probablemente organismos unicelulares *autótrofos* (capaces de producir sus nutrientes) que habrían proliferado en aguas termales hipersalinas. El despliegue de fenómenos químicos que emergieron es sorprendente, y llevó a una amplísima diversidad de nuevos compuestos y reacciones químicas que cambiaron profundamente la faz de nuestro planeta.

Después de haber visto principios generales de las reacciones rédox, Capítulo VI, y la estructura de varios de los compuestos del carbono más relevantes en los puntos anteriores, estamos en condiciones de analizar, someramente, dos procesos rédox fundamentales en la biosfera: la fotosíntesis y la respiración.

#### *VII.11.1. La fotosíntesis*

La fotosíntesis es el conjunto más importante de reacciones rédox que tiene lugar en la Tierra, hasta ahora no detectado en otros planetas del Sistema Solar. Es probable que comenzara en épocas tan tempranas como dos mil quinientos millones de años atrás, aunque hay controversias al respecto.

Este proceso fundamental para la biosfera implica la captación de energía solar y su transformación en energía química, la que queda atrapada en los compuestos reducidos del

carbono, es decir, los glúcidos o hidratos de carbono. Éstos se forman a partir de dióxido de carbono y una fuente de hidrógenos, el agua o el ácido sulfhídrico, según los casos. Las etapas de reducción ocurren en contra del sentido espontáneo según los potenciales de reducción involucrados. Esto puede lograrse gracias al conjunto de reacciones químicas acopladas y el aporte energético del sol.

El proceso fue evolucionando hasta alcanzar sus características actuales, a medida que generaba importantes cambios en la atmósfera, la hidrosfera y la litosfera. Como consecuencia directa de éstos, se desencadenó un proceso de evolución biológica que dio lugar a la altísima diversidad de las formas de vida del pasado y del presente.

*La fotosíntesis es la puerta de entrada de la energía solar a la biosfera. De ella depende la producción primaria en la base de las cadenas tróficas.*

#### *VII.11.1.1. Estructura de la clorofila*

El principal compuesto responsable de la captación de fotones necesarios para la fotosíntesis es la clorofila. Su estructura consta de dos partes bien diferenciadas: un anillo de porfirina sustituido similar al de la hemoglobina, pero con Mg(II) en lugar de Fe(II), y una larga cadena hidrocarbonada con metilos sustituyentes, el *fitol*. Las variaciones en algunos de los sustituyentes dan lugar a varias clorofilas similares, las denominadas *a* y *b* son las más abundantes en las plantas, pero hay otras.

La porfirina, con sus uniones dobles y simples alternadas (enlaces conjugados), posee orbitales moleculares cuyos niveles energéticos pueden pasar del estado fundamental a niveles superiores por absorción de fotones de relativamente poca energía, correspondientes a la región visible del espectro electromagnético, como discutiremos con mayor detalle en el Capítulo IX. Para la clorofila hay dos estados excitados posibles. El de menor energía con respecto al nivel fundamental se alcanza por la absorción de un fotón que corresponde al rojo (640 a 700 nm). El de mayor energía requiere un fotón del azul (de 435 a 475 nm). El hecho de que no se absorban los fotones entre 500 y 600 nm, (región verde del espectro) hace que las hojas de las plantas se vean de ese color.

La cadena de fitol de la clorofila está unida al anillo tetrapirrólico por un enlace éster. Por ser hidrofóbica, esta "cola" hace que la clorofila sea insoluble en agua y se fije con facilidad en las membranas lipídicas, junto con proteínas y otros pigmentos, para formar los *fotosistemas*, también llamados *antenas o complejos colectores de luz*. Éstos contienen del orden de 200 moléculas de clorofila, estratégicamente ordenadas, además de los pigmentos auxiliares, que actúan coordinadamente.

### VII.11.1.2. Los productos residuales de dos formas de fotosíntesis: azufre y oxígeno

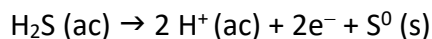
Dos hidruros de elementos del Grupo 16 son los adecuados para aportar el hidrógeno necesario para la reducción del dióxido de carbono con formación de hidratos de carbono: el ácido sulfhídrico y el agua.

El ácido sulfhídrico primero da lugar a la fotosíntesis *anoxigénica, con producción de azufre*. El agua participa en la fotosíntesis *oxigénica*, que libera oxígeno gaseoso. Tanto el azufre como el oxígeno son los productos residuales.

En un comienzo ambas formas de fotosíntesis convivieron en los océanos, pero las diferencias entre un producto gaseoso como el oxígeno y otro insoluble como el azufre jugaron a favor de la fotosíntesis oxigénica. La fijación del azufre en compuestos insolubles como las piritas (sulfuros metálicos) dificultó su ciclado y llevó a la fotosíntesis anaeróbica al colapso.

#### La fotosíntesis anoxigénica

La fotosíntesis anoxigénica es realizada principalmente por las bacterias del azufre. Los pigmentos fotosintéticos son, entre varios, las bacterioclorofilas (verdes), los carotenos anaranjados, la ficoeritrina, de color rojo. El hidrógeno necesario para la reducción del CO<sub>2</sub> es aportado por el ácido sulfhídrico:

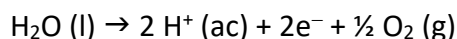


El azufre sólido, en contacto con el SH<sub>2</sub>, forma polisulfuros y luego piritita de hierro, FeS<sub>2</sub>, muy insoluble, que queda atrapada en los sedimentos.

La fotosíntesis anoxigénica fue predominante en el pasado. Continúa ocurriendo en algunos sitios carentes de oxígeno disuelto, como las aguas anóxicas (sin oxígeno) en los manantiales hipersalinos, y las aguas termales azufradas. Son muy interesantes las formas de vida desarrolladas en los manantiales del lecho marino en las dorsales oceánicas. Sus aguas ricas en sulfuros y otros minerales dan lugar a un complejo ecosistema, a pesar de que alcanzan temperaturas de 300°C y aún mayores.

#### La fotosíntesis oxigénica

La fotosíntesis generadora de O<sub>2</sub> (g) fue desarrollada en sus primeros estadios por cianobacterias arcaicas, con pigmentos fotosintéticos verdes, las clorofilas, y azules, como la ficocianina. Los hidrógenos necesarios para la reducción del carbono provienen del agua:





Las similitudes entre las reacciones de oxidación del ácido sulfhídrico y el agua son evidentes. Los registros más antiguos de fotosíntesis primitiva oxigénica son las formaciones calcáreas conocidas como estromatolitos, que habrían cubierto las aguas poco profundas a nivel planetario. Son formaciones globosas cuyo tamaño varía desde pocos centímetros hasta más de un metro de altura, según la edad. El corte revela capas concéntricas alternadas de colonias de cianobacterias de 1 a 10 mm de espesor y capas de carbonato de calcio y arena, depositadas por el reflujo del agua de mar y sedimentadas sobre una película gelatinosa de mucílago segregado por las cianobacterias como protección. Sobre cada capa de arena vuelve a regenerarse una pátina de bacterias fotosintéticas y así sucesivamente. La Figura VII.52 a. muestra un fósil al que se le ha asignado 3.600-3.200 millones de años de antigüedad, con la misma estructura de los estromatolitos vivos que todavía perduran en ambientes muy particulares del planeta, Figura VII.52.b. Solamente las capas de bacterias exteriores con acceso a la luz permanecen activas para la liberación de oxígeno. El crecimiento se da por la superposición de capas y es sumamente lento, del orden de los siglos, de modo que las estructuras visibles en la figura pueden contar con miles de años de desarrollo.



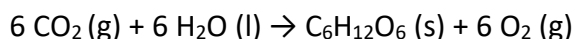
**Figura VII.52.a** Corte de un estromatolito fósil de 3600-3200 millones de años proveniente de Strelley Pool Chert, Pilbara Craton, Australia Occidental. Diámetro mayor aproximado 20 cm. **b.** Estromatolitos modernos en la Reserva de la Naturaleza Marina de Hamelin Pool, Bahía de Shark, Australia Occidental.

Un hecho recientemente descubierto es que algunas lagunas hipersalinas en la Puna de Atacama, bajo condiciones extremas de salinidad, alcalinidad, contenidos de arsénico y radiación solar, mantienen estromatolitos en actividad. En el Capítulo VIII se comenta este tema con mayor detalle.

### VII.11.1.3. Las fases de la fotosíntesis oxigénica

Un proceso tan complejo como el de la fotosíntesis involucra gran cantidad de reacciones, que ocurren por la catálisis de enzimas específicas, estratégicamente organizadas en un complicado sistema de interfases y membranas.

En términos generales, la reacción global suele escribirse del siguiente modo, con el CO<sub>2</sub> en fase gaseosa o disuelto en el agua:



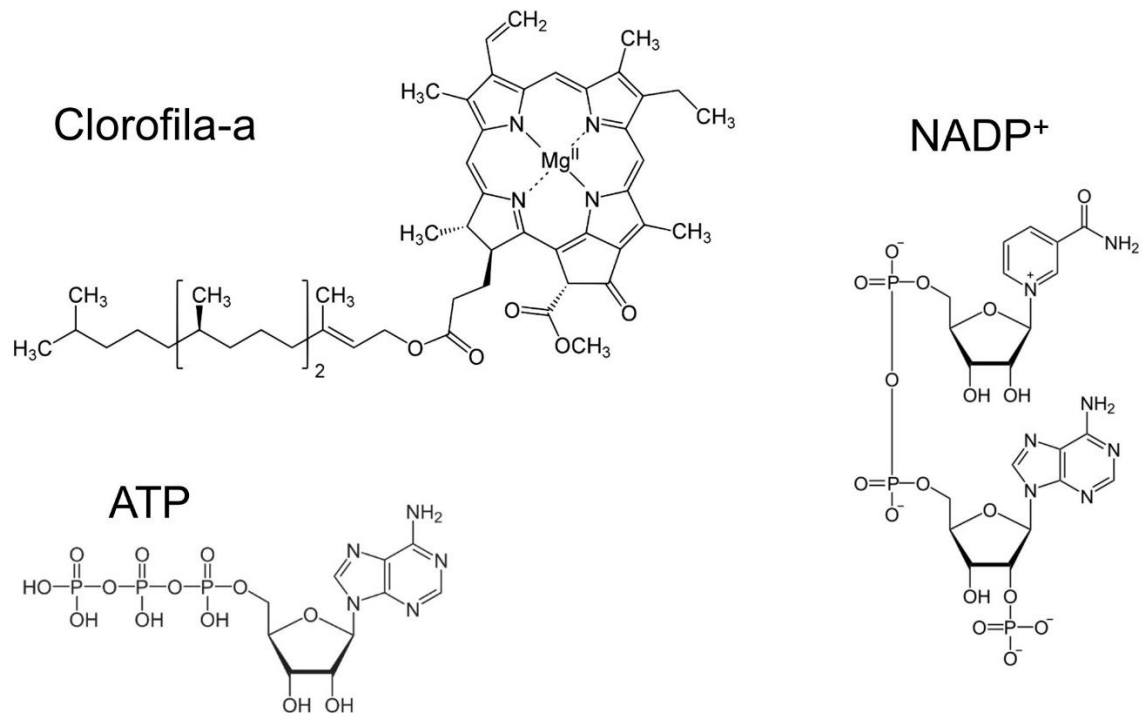
Esta reacción puede inducir al error de que el O<sub>2</sub> liberado proviene del CO<sub>2</sub>, cuando en realidad su origen está en la molécula del agua. Además, la reacción global incluye otras sustancias, como veremos después.

Las reacciones de la fotosíntesis pueden agruparse en dos fases: la luminosa o *foto dependiente* y la oscura.

La *fase luminosa* se inicia cuando el complejo colector de luz, formado por clorofilas, ficoeritrinas, ficocianinas, carotenos y otros compuestos fotoactivos, absorben radiación electromagnética correspondientes al rojo y al azul, cuyas energías promueven los electrones del anillo de porfirina desde el estado fundamental al estado excitado. La energía liberada cuando estos electrones vuelven al estado fundamental es tomada por otras moléculas de porfirina y, de este modo, la energía radiante ingresa al sistema fotosintético. Después de una serie de reacciones acopladas, la energía de los fotones queda finalmente atrapada en un compuesto universalmente distribuido en la biosfera: el adenosín trifosfato, ATP. También en esta fase la nicotina adenina dinucleótido fosfato, NADP<sup>+</sup>, se reduce a NADPH. Tanto el ATP como el NADP<sup>+</sup> son nucleótidos, (VII.9.3). El oxígeno del agua no se utiliza en el proceso fotosintético, y es eliminado como residuo.

El ATP está formado por adenosina, ribosa, y una cadena de tres fosfatos, tal como se muestra en la Figura VII.53. Las uniones de los grupos fosfato almacenan energía química, que se libera por hidrólisis de cada fosfato, para dar sucesivamente adenosín difosfato, ADP, y adenosín monofosfato, AMP. La hidrólisis se produce acoplada a diferentes procesos bioquímicos.

El NADPH es un poderoso reductor. Está formado por adenina, nicotinamida, azúcares y tres grupos fosfato, unidos entre sí como muestra la Figura VII.53.



**Figura VII.53.** Estructuras de la clorofila-a, del adenosín trifosfato (ATP) y de la nicotinamida adenina dinucleótido fosfato oxidado (NADP<sup>+</sup>).

Si se toman en cuenta todos los procesos involucrados en la biosíntesis, los productores primarios — los iniciadores de las cadenas tróficas, formadores de compuestos orgánicos a partir de sustancias inorgánicas — requieren, además de luz, CO<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O, otros nutrientes, como compuestos de nitrógeno, azufre y fósforo (fosfatos), además de sales de calcio, sodio, potasio, magnesio y cobalto.

Al final de la fase luminosa, la formación del ATP, NADPH y protones, con la liberación del oxígeno, transcurre con consumo de agua, adenosíndifosfato (ADP), NADH<sup>+</sup> e iones fosfato.

La etapa luminosa tiene lugar en los cloroplastos de las hojas, específicamente en un retículo de vesículas membranosas, los *ticaloides*.

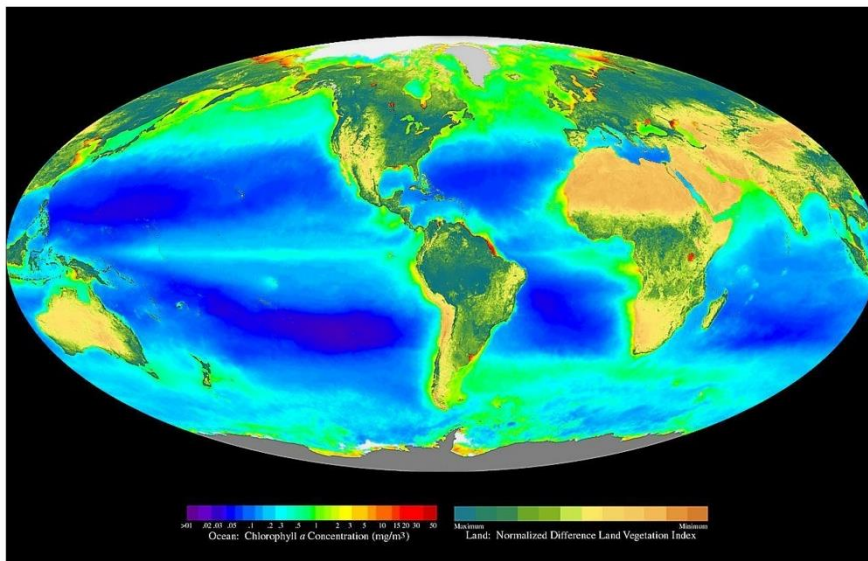
La *fase oscura* es independiente de la luz, y también ocurre en los cloroplastos, pero en el estroma. Mediante varios ciclos de naturaleza compleja, el NADPH<sup>+</sup> reduce el CO<sub>2</sub> a glucosa, con el aporte energético del ATP. Los correspondientes productos son NADH<sup>+</sup> y ADP.

La fotosíntesis oxigénica abrió el camino hacia la posterior oxigenación de los océanos y de la atmósfera. Paralelamente al aumento del oxígeno gaseoso, otro tanto hicieron los niveles de ozono en la estratosfera. Ambos gases absorben la radiación UV de longitudes de onda cortas, por lo que gradualmente disminuyó la cantidad de radiación dañina que llegaba a la superficie. Así fue como la vida pudo abandonar los océanos e invadir los continentes.

Las posibilidades que ofrecen en la actualidad las mediciones satelitales permiten determinar la incidencia de la fotosíntesis marina y terrestre en el ciclo del carbono mediante modelos. Así, C. F. Field y colaboradores estimaron la producción primaria neta global en 104,9 petagramos de carbono por año,  $1,049 \times 10^{14}$  kg, con más o menos iguales aportes de la vegetación continental y de las algas oceánicas.

En la Figura VII.54 se muestra una estimación de la fotosíntesis global a partir de los contenidos de clorofila-a en los océanos y mediante el NDVI, Índice Normalizado de Vegetación sobre la superficie terrestre.

La fotosíntesis es más importante en las aguas costeras (ricas en nutrientes tanto orgánicos como inorgánicos) y en las polares, ricas en nutrientes minerales que ascienden desde el fondo con las corrientes marinas y con abundante  $\text{CO}_2$  disuelto (su solubilidad aumenta con las bajas temperaturas). La fotosíntesis en las aguas de altamar de los cinco océanos es prácticamente inexistente, constituyendo lo que se conoce como desiertos oceánicos.



Océano: Concentración de clorofila-a en  $\text{mg} / \text{m}^3$



Continentes: Índice normalizado de diferencia de vegetación terrestre

**Figura VII.54.** Imagen compuesta que indica la magnitud y distribución de la producción primaria global, tanto oceánica ( $\text{mg}/\text{m}^3$  de clorofila-a) y terrestre (Índice normalizado de diferencia de vegetación terrestre). Escalas amplificadas correspondientes a la Figura VII.54.a.

La aparición de la vida y su posterior evolución ha transformado no sólo la atmósfera y los océanos sino también las rocas. Hazen y Ferry afirman que dos tercios de todos los minerales conocidos de la corteza terrestre son consecuencia de las transformaciones introducidas por los organismos vivos. La biosfera primitiva anóxica tuvo escasa incidencia sobre la variedad de minerales existentes en la corteza de entonces, aproximadamente unos mil quinientos. Esta situación cambió drásticamente con la aparición de la fotosíntesis oxigénica. Cuando los contenidos atmosféricos de oxígeno se elevaron por encima del 1% del valor actual, comenzaron a ocurrir modificaciones irreversibles de la mineralogía de la superficie terrestre. Más de dos mil quinientos nuevos compuestos, cuya formación hubiera sido imposible en una atmósfera carente de oxígeno, derivan de la hidratación y oxidación de otros compuestos preexistentes.

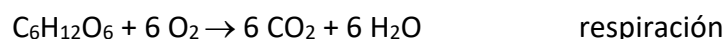
Se ha determinado que la oxidación de los minerales del manto terrestre sería debida a la deshidrogenación y posterior pérdida del hidrógeno liberado en la alta atmósfera. Sin embargo, los depósitos minerales de Fe(III) en superficie, como el Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, el recurso mineral de la siderurgia, se formaron por oxidación del Fe(II) por el oxígeno, en su mayor parte, fotosintético. Frente a un pocillo de café, no solo debemos agradecer a la fotosíntesis los granos del cafeto y el azúcar; sino la cucharita con que lo revolvemos.

Gracias a la fotosíntesis oxigénica, el nuestro es un planeta oxidado. En la actualidad la fotosíntesis es mayoritariamente oxigénica.

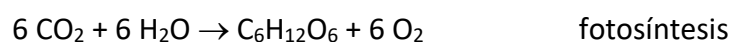
#### *VII.11.2. Utilización de la energía almacenada en la fotosíntesis: la respiración*

Los organismos heterótrofos integrantes de las cadenas tróficas utilizan la energía solar atrapada en los compuestos reducidos del carbono (alimentos) mediante una complicada maquinaria celular basada en membranas, proteínas y otros compuestos importantes, donde tiene lugar un tipo especial de oxidación: la respiración.

La respiración permite el aprovechamiento de energía más importante de la biosfera. En los medios aeróbicos, con una buena disponibilidad de O<sub>2</sub> atmosférico o disuelto en agua, la respiración aeróbica es el proceso más eficiente y el que predomina. Por ejemplo, para la glucosa,



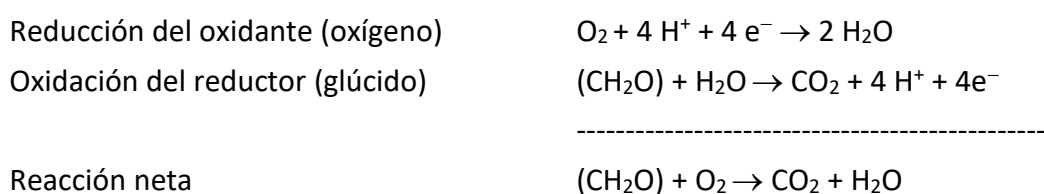
La ecuación anterior, que describe la respiración, es una representación global de una serie muy larga de reacciones estrechamente vinculadas entre ellas. Así escrita, es igual a la de la fotosíntesis, pero en sentido contrario:



Hay que poner en claro que este par de reacciones, fotosíntesis y a respiración, no representan un sistema en estado de equilibrio químico. Las reacciones en equilibrio ocurren en ambos sentidos en el mismo lugar y comparten los mismos intermediarios de reacción. Por convención se escriben con doble flecha. Por el contrario. tanto la fotosíntesis como la respiración son procesos que ocurren en un único sentido (se escriben con una flecha simple) y en lugares diferentes: la fotosíntesis en los cloroplastos, la respiración celular en las mitocondrias, organelas donde tienen lugar la serie de reacciones responsables de aportar la energía necesaria para la actividad biológica.

En la oxidación de la materia orgánica, el carbono reducido de los glúcidos, entregan los electrones al oxígeno gaseoso, el oxidante. El número de oxidación del carbono en  $(\text{CH}_2\text{O})_n$  es cero, el del hidrógeno es +1 y el del oxígeno,  $-2$ . El oxígeno molecular tiene  $N_{ox} = 0$ . En los productos formados, el H mantiene su estado de oxidación, mientras que el  $N_{ox}$  del carbono varía de 0 a +4 y el del oxígeno de 0 a  $-2$ . En resumen, cuatro electrones han sido transferidos de cada C glúcídico al oxígeno. En el caso de la glucosa,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , cada molécula transfiere veinticuatro electrones a las seis moléculas de  $\text{O}_2$ .

La reacción neta, globalmente considerada, puede escribirse como la suma de dos hemi-reacciones, una de oxidación y la otra de reducción, bajo condiciones alejadas del equilibrio químico.



$(\text{CH}_2\text{O})$  indica, de forma genérica, los glúcidos o hidratos de carbono.

Las dos etapas anteriores son esquemáticas y sólo válidas a los fines de explicitar la transferencia de electrones entre las especies involucradas. Dentro de las células, la reacción ocurre a lo largo de una serie muy complicada de etapas, como la cadena respiratoria.

Las células de los animales pluricelulares y las bacterias contienen enzimas que permiten que los azúcares y almidones se transformen en dióxido de carbono y agua, con liberación de la energía del proceso de forma gradual, en cantidades pequeñas que no dañan las células. El proceso global toma algunas horas.

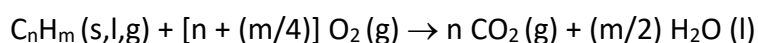
En ausencia de las enzimas propias de los seres vivos la mayoría de las reacciones rédox ocurren con lentitud, siempre que las temperaturas sean relativamente bajas y no haya otras

fuentes energéticas disponibles. Pensemos que los azúcares y los almidones en ausencia de bacterias permanecen inalterados por largos periodos, como los granos de trigo encontrados en tumbas faraónicas de varios miles de años de antigüedad. Sin embargo, en ausencia de enzimas y frente a un aporte inicial de energía, las mismas reacciones pueden ocurrir de modo catastrófico como en los incendios.

### VII.11.3. La combustión

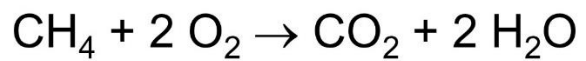
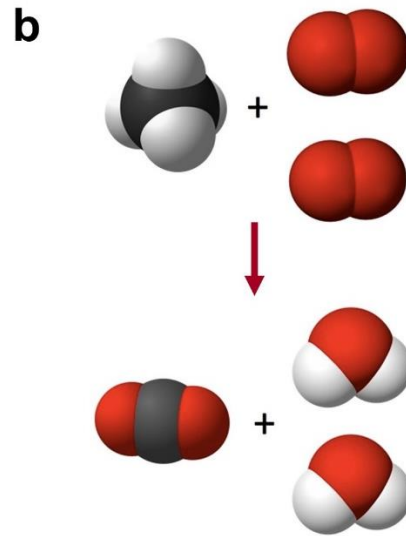
Es la reacción química en la cual, en respuesta a una entrega inicial de energía, un *combustible* reacciona con un *comburente*, por lo general  $O_2(g)$ , para producir una gran cantidad de energía bajo la forma de luz y calor, Figura VII.54. Es lo que ocurre cuando acercamos un fósforo encendido a una hoja de papel, que es celulosa  $(CH_2O)_n$  en su gran mayoría. Su combustión responde a una reacción similar a la respiración, pero con dos diferencias importantes: la maquinaria celular con su conjunto de enzimas está ausente, y hay una entrega inicial de energía para desencadenar el proceso, conocida como *energía de activación*.

Los combustibles más comunes son los hidrocarburos. En respuesta a una chispa o una llama en presencia de  $O_2(g)$  dan lugar a la formación de  $CO_2(g)$  y agua, acompañada de una fuerte liberación de energía, según la siguiente reacción:



Las reacciones de combustión son un caso típico de reacciones rédox, en donde los átomos de carbono presentes en el hidrocarburo se oxidan a  $CO_2$ , en tanto que el  $O_2$  se reduce a  $H_2O$ . Contrariamente a lo que ocurre con la respiración, las combustiones ocurren de modo incontrolado, fundamentalmente debido a que la energía térmica liberada tarda en disiparse y acelera el proceso.

Es importante tener en cuenta que las reacciones de combustión no siempre llevan a la formación de  $CO_2$  y  $H_2O$  como únicos productos. Según la cantidad de oxígeno disponible pueden aparecer monóxido de carbono (CO), altamente tóxico, y hollín, formado por partículas de  $C(s)$ . En este caso, decimos que se produjo una combustión incompleta. Las llamas poco oxigenadas son rojas, por el color de las partículas de carbono incandescentes, que pueden depositarse en la base de las ollas tiznándolas. Las llamas azules, de mayor temperatura que las rojas o amarillas, indican una oxigenación adecuada. Ver Figura VII.55. La emisión de luz en las llamas se debe a la presencia de especies electrónicamente excitadas, como discutiremos en el Capítulo IX.



**Figura VII.55. a.** Combustión de la madera. Leños ardiendo. **b.** Esquema de la combustión del metano. Una molécula de metano y dos moléculas de oxígeno reaccionan para formar una molécula de dióxido de carbono y dos moléculas de agua.

#### VII.11.4. Las bacterias y los procesos rédox en ambientes naturales

Escapa a nuestro objetivo discutir la riquísima química rédox que ocurre en las aguas y en el suelo por acción de los microorganismos. Algas, levaduras, protozoos y bacterias son un conjunto de “catalizadores vivientes”, ya que contienen una batería muy importante de óxido-reductasas, las enzimas que catalizan las reacciones de óxido-reducción, junto a otras enzimas que dan soporte al metabolismo de los microorganismos.

El potencial rédox de los cursos de agua y sedimentos está dado por las reacciones de óxido-reducción de compuestos de unos pocos elementos químicos: carbono, nitrógeno, oxígeno, azufre, hierro y manganeso. Estas reacciones son lentas, pero en ambientes naturales, la mayoría ocurre catalizada por las enzimas microbianas.

En este análisis nos detendremos en las bacterias, microorganismos unicelulares procarionas, es decir, carentes de núcleo celular y que influyen los ambientes naturales de múltiples maneras.

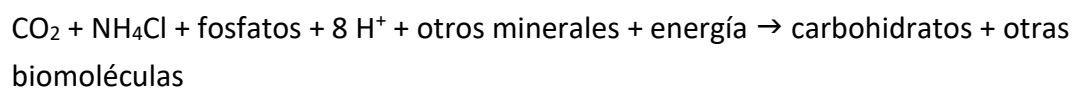
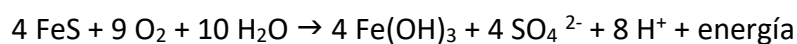
Existe una enorme variedad de especies bacterianas, que se clasifican según diferentes criterios. Uno muy importante se basa en la fuente de alimentación. Como todos los seres vivos, las bacterias necesitan para su metabolismo compuestos de carbono reducido,



los hidratos de carbono. Esto da lugar a una primera clasificación en dos grupos, según su modo de obtener los carbohidratos: *bacterias autótrofas* y *heterótrofas*.

#### VII.11.4.1. *Bacterias autótrofas*

Como indica su nombre, las bacterias autótrofas no necesitan de otros organismos para alimentarse, puesto que ellas mismas sintetizan las moléculas orgánicas complejas necesarias para la vida. Para ello captan energía radiante del sol (bacterias fotosintéticas) o bien utilizan la energía química acumulada en ciertas sustancias minerales (bacterias litoautótrofas). Un ejemplo muy interesante de estas últimas lo constituyen las bacterias oxidantes del hierro, como la *Gallionella ferrugina* y otras similares. Mediante sus enzimas, catalizan la oxidación de Fe(II) a Fe(III), en presencia del oxígeno del aire o disuelto en las aguas. La reacción libera energía, que es utilizada por estos microorganismos para la síntesis de biomoléculas a partir de compuestos inorgánicos de carbono, nitrógeno y fósforo:



Ya en la primera mitad del siglo XIX se había descubierto la importancia de los microorganismos arcaicos sobre procesos geológicos fundamentales. La *Gallionella ferruginea* fue descubierta en 1836 por el naturalista alemán Christian Gottfried Ehrenberg, (1795-1876). Esta bacteria, junto con otros microorganismos que metabolizan metales, han contribuido a delinear la corteza terrestre a través de los ciclos biogeoquímicos del hierro y de los sulfuros metálicos, entre otros compuestos. En la actualidad este tipo de bacterias participa activamente en el ciclo del hierro en los humedales y en otros ambientes pobres en oxígeno, compatibles con la presencia de Fe(II). También han sido descritas en las fuentes hidrotermales de las dorsales oceánicas. Su estudio interesa tanto a microbiólogos como a geólogos, quienes han desarrollado un campo de conocimientos interdisciplinar: la geomicrobiología.

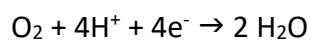
#### VII.11.4.2. *Bacterias heterótrofas*

Contrariamente a lo que ocurre con las autótrofas, las bacterias heterótrofas son dependientes de otros organismos para acceder a compuestos de carbono reducido, su alimento. Estos compuestos, directa o indirectamente producto de la fotosíntesis, son oxidados en la cadena respiratoria, donde se produce la energía necesaria para el

metabolismo. Estas bacterias son responsables de la degradación de la materia orgánica biodegradable, y son eslabones importantes en los ciclos biogeoquímicos de diferentes elementos y compuestos. Pertenecen a este grupo una gran variedad de especies.

Según los oxidantes que empleen en su cadena respiratoria, las bacterias se subdividen en aeróbicas, dependientes del oxígeno, y anaeróbicas, que utilizan otros oxidantes.

Las *bacterias aeróbicas* respiran oxígeno, por lo que proliferan en ambientes bien aireados. Como ya indicamos, la energía química almacenada en la fotosíntesis es liberada por la oxidación de los compuestos de carbono orgánico por el oxígeno, el que se reduce según la siguiente hemirreacción global:



La reacción de oxidación de la materia orgánica por el oxígeno produce la mayor cantidad de energía aprovechable, en comparación con otros oxidantes. Los elementos presentes en dicha materia orgánica, principalmente carbono, nitrógeno, azufre y fósforo se utilizan en diferentes procesos y finalmente se eliminan como residuos bajo la forma de compuestos inorgánicos oxidados:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$  y  $\text{PO}_4^{3-}$ , los que son utilizados como nutrientes por los productores primarios fotosintéticos, (bacterias, algas y plantas). De esta forma se cierra el ciclo de los nutrientes y se elimina total o parcialmente la contaminación por materia orgánica biodegradable como veremos en VIII.8. En la actualidad las bacterias aeróbicas son las más abundantes.

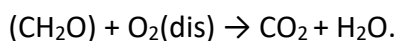
Las *bacterias anaeróbicas* proliferan en ambientes anóxicos, es decir, con niveles nulos o muy bajos de oxígeno gaseoso o disuelto.

Como ya mencionamos, se acepta que la vida comenzó en la Tierra aproximadamente 3500 millones de años atrás, y durante varios miles de millones de años, en ausencia de oxígeno, se desarrolló una biosfera compuesta principalmente por bacterias anaeróbicas, hasta que apareció la fotosíntesis. El oxígeno, dado su poder oxidante, resultó altamente tóxico para las formas anaeróbicas de vida. Paulatinamente disminuyeron sus poblaciones a medida que aumentaba el oxígeno atmosférico, hasta quedar relegadas a ambientes pobres en oxígeno, como los sedimentos de algunos humedales y lagos, o aguas estancadas.

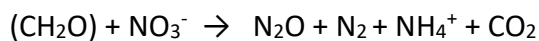
Los principales compuestos que reemplazan al oxígeno, en orden decreciente de poder oxidante, son: nitratos, dióxido de manganeso, compuestos de Fe(III), sulfatos y finalmente dióxido de carbono. A mayor poder oxidante, mayor cantidad de energía disponible. Cada uno de estos oxidantes da lugar al desarrollo de diferentes especies bacterianas, que aparecen secuencialmente según la disponibilidad de cada uno de ellos. Las reacciones rédox simplificadas y sin balancear, para cada caso, son las que siguen.

Tipo de bacterias

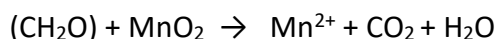
aeróbicas



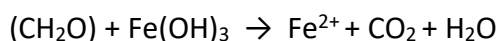
denitrificantes



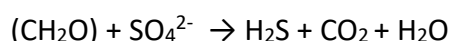
reductoras de Mn (IV)



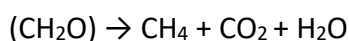
reductoras de Fe (III)



reductoras de  $\text{SO}_4^{2-}$



metanógenas



Esta secuencia de reacciones redox ocurren en orden decreciente de potencial de oxidación. Mientras hay oxígeno, proliferan las bacterias aeróbicas, las más exitosas por obtener el máximo de energía. Al agotarse el oxígeno presente en el agua, en los sedimentos o en los suelos, las bacterias aeróbicas mueren y hacen su aparición las bacterias del nitrógeno, que usan el mejor oxidante después del oxígeno: el nitrato. Agotado éste, proliferan las bacterias del azufre, y así sucesivamente.

Este tipo de procesos redox catalizados por las enzimas de las bacterias es de fundamental importancia para explicar los mecanismos de autodepuración del agua, como discutiremos en el Capítulo VIII.

## VII.12. Polímeros sintéticos

La segunda guerra mundial interfirió con las rutas comerciales de productos orientales como el caucho natural y la seda, por lo que fue necesario buscar sustitutos sintéticos para estos materiales poliméricos. Esto dio origen a una nueva vertiente dentro de la síntesis orgánica: los polímeros sintéticos, que trataron de emular y también superar las propiedades de los polímeros naturales.

A partir de la segunda mitad del siglo XX la industria química ha inundado la vida cotidiana con un número siempre creciente de productos sintéticos de diferentes propiedades: flexibles, rígidos, de resistencia variable, lubricantes, químicamente inertes, termo-resistentes, etc. Estos materiales dan lugar a la formación de fibras, plásticos, gomas, lacas y pinturas, de múltiples usos en la vida diaria y en la industria.

El estudio de los polímeros sintéticos es una rama muy interesante de la química orgánica cuya descripción excede los alcances de este libro. Sólo con fines informativos, mencionaremos algunos de los más comunes.

#### Poliisopreno sintético

Es un polímero químicamente idéntico al caucho natural, pero obtenido íntegramente en el laboratorio.

#### Policloropreno (neopreno) $-(\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CCl}-\text{CH}_2)_n-$

Su monómero es el cloropreno,  $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CCl}=\text{CH}_2$ , más precisamente, el 2-cloro-1,3-butadieno. Es un tipo de caucho sintético, sólido, gomoso, de estructura firme, resistente al aceite y a las naftas, por lo que se usa para mangueras en las estaciones de servicio, en correas de automóviles y otras autopartes. Se lo utiliza para la fabricación de trajes de buceo, y en numerosos objetos que necesiten ser protegidos de la humedad.

#### Polietileno $-(\text{CH}_2-\text{CH}_2)_n-$

Es el polímero del etileno ( $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ ), y se presentan en variedades de densidad diferente, propiedad que determina su rigidez. Es sumamente utilizado para la fabricación de bolsas y envases.

#### Policloruro de vinilo (PVC) $-(\text{CH}_2-\text{CHCl})_n-$

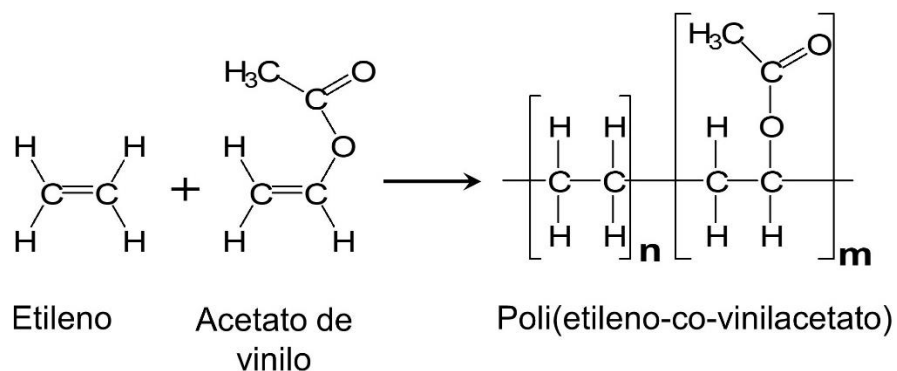
Es un sólido rígido, muy usado en la fabricación de tuberías, recubrimientos para pisos, envases, películas transparentes, entre otras aplicaciones. El monómero es el cloruro de vinilo,  $\text{CH}_2=\text{CHCl}$ .

#### Politetrafluoroetileno (PTFE, Teflón) $-(\text{CF}_2-\text{CF}_2)_n-$

El monómero que lo forma es el tetrafluoroetileno,  $\text{CF}_2=\text{CF}_2$ . Es un material químicamente inerte, compacto y mecánicamente muy resistente, por lo que se lo usa para recubrir superficies deslizantes, con una importante disminución del roce. Es un excelente aislante térmico y bajo la forma de cintas se usa para sellar juntas en tuberías de agua y gas. Debido a su extrema hidrofobicidad y su resistencia térmica es utilizado como recubrimiento interior de ollas y demás utensilios de cocina, ya que constituye una superficie no adherente que impide que los alimentos se peguen.

#### Acetato de etilenvinilo (goma EVA)

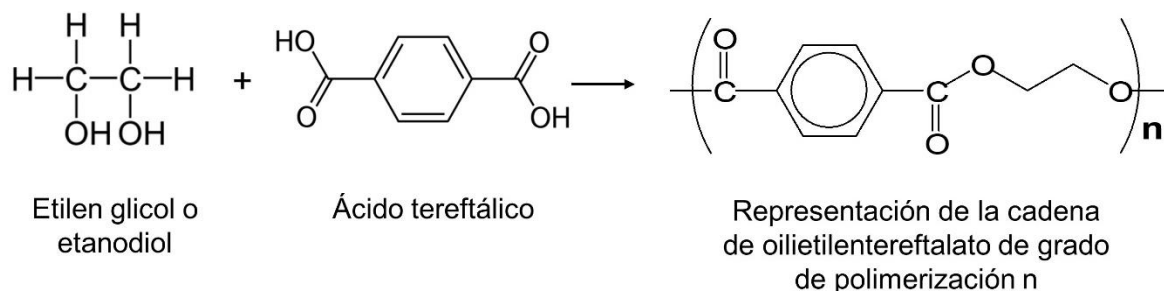
Más conocido como goma EVA (por sus siglas en inglés, *Ethylene Vinyl Acetate*), es un copolímero sintético muy difundido, formado por etileno y acetato de vinilo. Se usa como aislante térmico y en aplicaciones artesanales. En la Figura VII.56 se muestra la estructura.



**Figura VII.56.** Acetato de etilén vinilo o goma EVA, y sus monómeros, etileno y acetato de vinilo.

### Tereftalato de Polietileno (PET) o Poliéster

Los poliésteres pueden sintetizarse por distintas vías. La más fácil de comprender implica la reacción directa de un diácido, el ácido tereftálico, con un diol, el etilén glicol, ambos derivados del petróleo, Figura VII.57. La reacción ocurre a temperatura muy elevada.



**Figura VII.57.** Poliéster o Tereftalato de Polietileno (PET), y las sustancias precursoras, etilenglicol y ácido tereftálico.

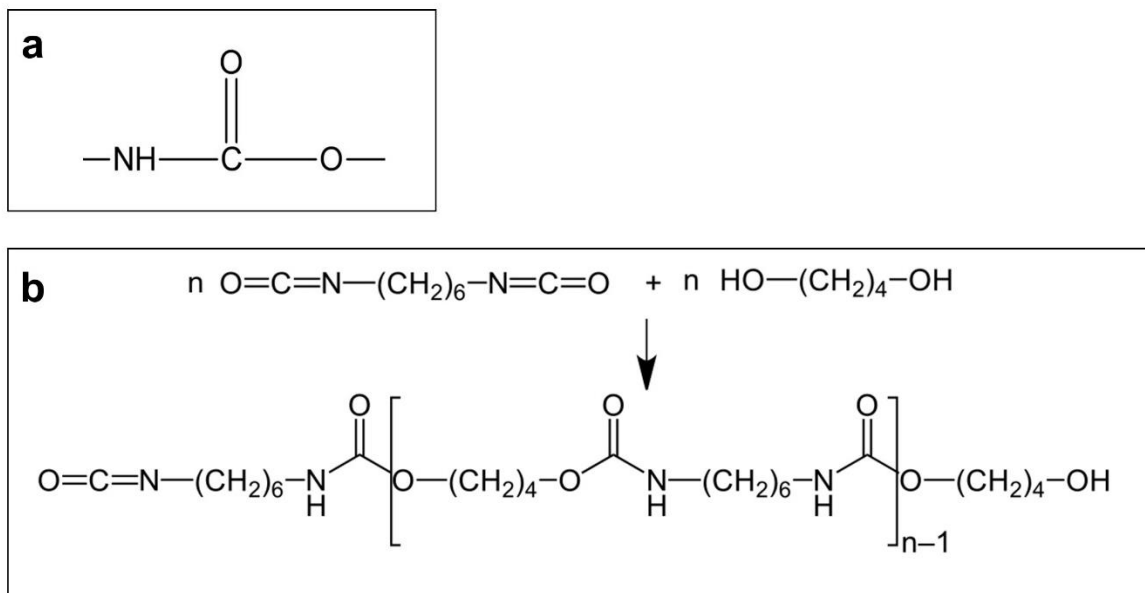
Uno de los principales usos de este polímero, para el que se reserva el nombre de PET, es la fabricación de envases flexibles y transparentes, para almacenar agua y bebidas gasificadas.

La fibra, designada genéricamente como poliéster (aunque es idéntica al PET), se usa desde hace tiempo como fibra textil, y desde los años 90 en la fabricación del paño polar, de excelentes propiedades térmicas. Su bajo costo es consecuencia de la generosidad de su descubridor, Aaron Feuerstein, quien declinó patentar el producto para favorecer su accesibilidad.

### Poliuretano, espumas de poliuretano

Los poliuretanos son polímeros formados por monómeros unidos mediante uniones carbamato o uretano, aunque no son polímeros del etilcarbamato, también llamado uretano. El grupo que se repite en estos polímeros es el -NH-COO-. Los poliuretanos más comunes son los que se obtienen haciendo reaccionar un diisocianato (OCN-R<sub>1</sub>-NCO) con un diol, (HO-R<sub>2</sub>-OH) tal como se muestra en la Figura VII.58. R<sub>1</sub> y R<sub>2</sub> pueden cambiar dando lugar a una familia de polímeros con diferentes propiedades. También se obtienen poliuretanos en donde el diol se reemplaza por una diamina HN-R<sub>3</sub>-NH, o un ditiol, HS-R<sub>4</sub>-SH.

Las aplicaciones del poliuretano son muy amplias, desde fibras elásticas con las que se hace el tejido *lycra*, hasta materiales sólidos, líquidos y espumas. Con estas últimas se fabrican, entre muchos otros productos, esponjas amarillas (y de otros colores) para lavar los platos. Los preservativos y algunos colchones se hacen también con poliuretano.



**Figura VII.58.** a. Grupo presente en los poliuretanos. b. Reacción del diisocianato de 1,6-hexametileno con 1,4-butilendiol para formar el poliuretano correspondiente.

### Poliestireno

El poliestireno es un plástico resistente y moldeable ampliamente utilizado en la fabricación de carcasas de computadoras, televisores y electrodomésticos; en juguetes, partes de automóviles, instrumental médico, maquetas de autos y aviones. Fue obtenido en Alemania en 1930.

El estireno es polimerizado a poliestireno. Se obtienen cuatro tipos, con diferentes aplicaciones: cristal, alto impacto, extrusionado y expandido. Ver Figura VII.59.

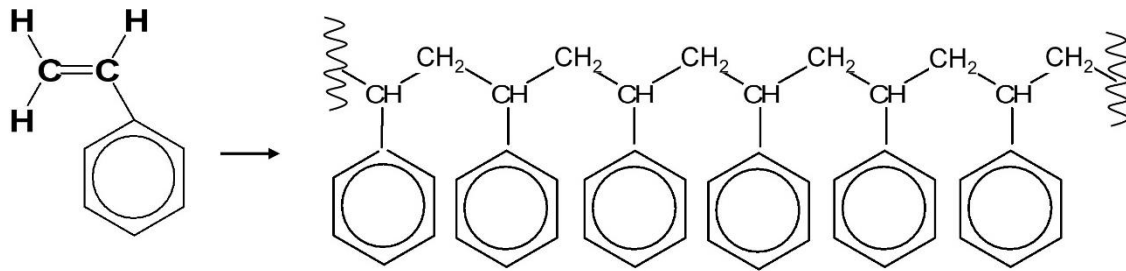


Figura VII.59. El polímero *poliestireno*, y su monómero, el estireno.

### Poliestireno expandido o Telgopor

Es un derivado del poliestireno que se obtiene en presencia de un gas expansivo, generalmente pentano. Se preparan de diferente densidad según las aplicaciones.

Es completamente no biodegradable, por lo que no se desarrollan microorganismos sobre su superficie, no se pudre ni se enmohece. Esta propiedad, junto a su bajísima conductividad térmica lo hace ampliamente utilizado como envase de helados y alimentos frescos. Dada su resistencia a la humedad y su capacidad para absorber impactos mecánicos, es muy apropiado como embalaje de objetos frágiles. Además de las propiedades antes mencionadas, el poliestireno expandido permite el moldeado de piezas de formas definidas, por lo que es ampliamente usado en la construcción.

### Poliestireno de alto impacto

Es el poliestireno injertado con polibutadieno, como se muestra en la Figura VII.60. El polibutadieno (caucho), es elástico y poco quebradizo, y el injerto de poliestireno le transfiere mucha resistencia. El soporte generalmente negro de los estuches para discos compactos (CD) es de este material, como así también numerosos envases, artículos de deporte, neumáticos, etc.

### Silicona

Es un polímero inodoro e incoloro, con un alto grado de entrecruzamiento y con una estructura tridimensional. Es inerte frente a los oxidantes y estable térmicamente, en intervalos variables, entre  $-100^{\circ}\text{C}$  y  $250^{\circ}\text{C}$ . Tiene muy baja toxicidad y reactividad química, es flexible, suave al tacto y antiadherente. Se emplea en la fabricación de numerosos productos de uso diario como lacas para el cabello, lápices labiales, cremas solares, champús, geles, etc. Sus usos en medicina tienen que ver con lubricantes, jeringas, frascos para sangre e implantes. También se usa como lubricante de frenos de vehículos, juguetes, moldes, y utensilios de cocina aptos para hornear.

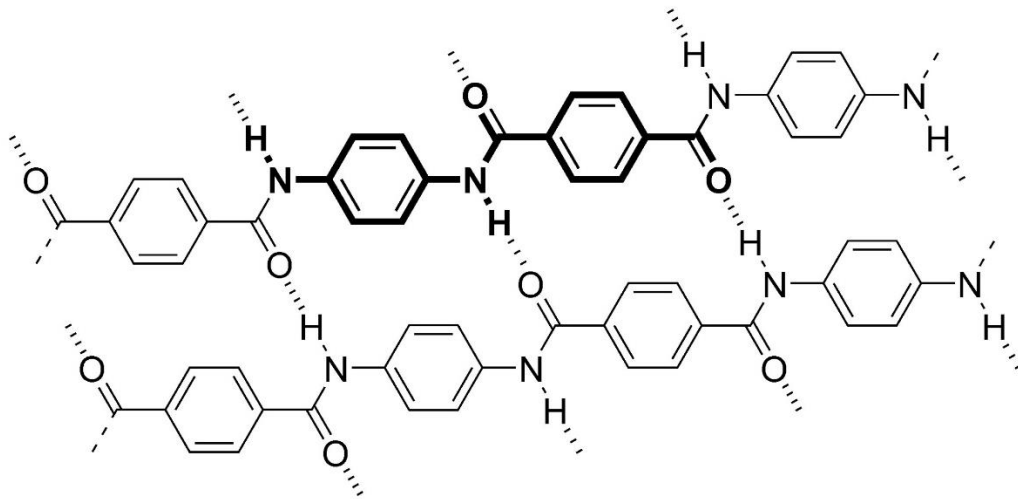




Poliparafenileno tereftalamida o Kevlar: cuando el puente hidrógeno detiene las balas

Es una poliamida térmica y químicamente muy estable, de excepcionales propiedades, derivadas de la gran cantidad de puentes hidrógeno que se establecen entre los hilos del polímero asociados a los grupos amida, tal como se muestra en la Figura VII.62. Se caracteriza por su alta dureza, una resistencia a la tracción más del doble de la del acero y una resistencia a la deformación que triplica la de este material. Sin embargo, no ha superado al polímero más resistente jamás conocido: el hilo de la telaraña.

Las aplicaciones del kevlar son innumerables. Cables que pesan la quinta parte de los de acero pero que muestran igual resistencia, chalecos antibalas (pocas capas de tela de kevlar de algunos milímetros de espesor son suficientes), trajes espaciales, guantes resistentes a los cortes, hilos delgados, y una larga lista de aplicaciones en la aviación y en otros campos.



**Figura VII.62.** Estructura del poliparafenileno tereftalamida o kevlar. Nótese la gran cantidad de uniones puente hidrógeno que se establecen entre los oxígenos y los hidrógenos de los grupos amida, que hacen a la cohesión de los hilos y los alinean según el eje de la fibra.

## ACTIVIDADES DEL CAPÍTULO VII

### VII.13. Actividades con lápiz y papel. La Química Orgánica y sus vericuetos

El presente material es para ser discutido con los alumnos, en la medida de sus posibilidades y el nivel en que se encuentren. Trata sobre algunos compuestos del carbono, sus estructuras moleculares, propiedades y aplicaciones, planteados como situaciones problemáticas y comentarios para desarrollar en grupo.

#### VII.13.1. *Los orbitales y las uniones químicas*

1. ¿Cómo explica la capacidad del carbono de formar enlaces simples, dobles y triples consigo mismo, en relación con los demás elementos del grupo IV?
2. Indique las características de los orbitales  $\sigma$  y  $\sigma^*$  y compárelas con la de los orbitales  $\pi$  y  $\pi^*$ .
3. Indique la geometría correspondiente a los orbitales híbridos  $sp$ ,  $sp^2$  y  $sp^3$ , y cómo inciden en la estructura de las moléculas.
4. Explique por qué la molécula del dióxido de carbono es lineal mientras que la del agua es angular.

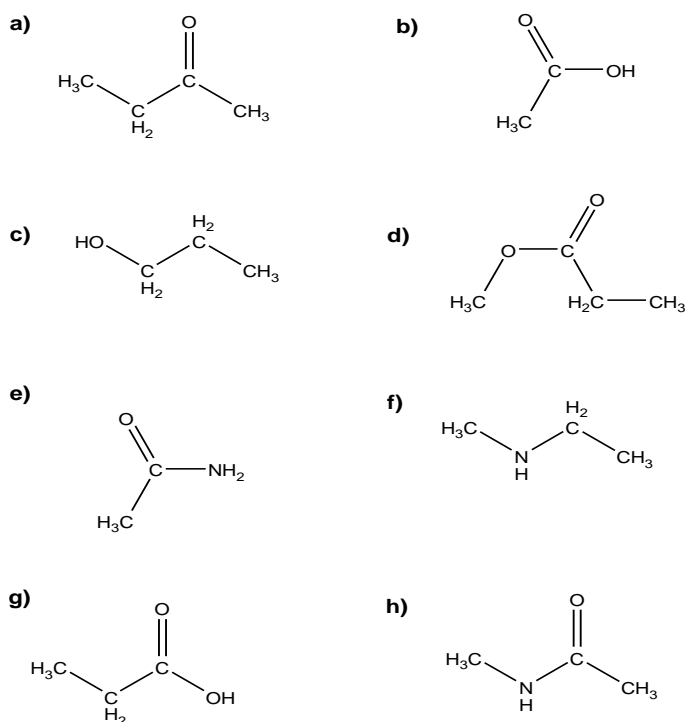
#### VII.13.2. *Las variedades alotrópicas del carbono*

1. ¿Qué entiende por variedad alotrópica de un elemento? Busque datos y ejemplos en la bibliografía.
2. ¿Qué incidencia tiene la alta conductividad térmica y la dureza del diamante en sus propiedades abrasivas?
3. ¿Qué diferencia hay entre el grafito y el grafeno?
4. Compare las estructuras del diamante, grafito, fulerenos y nanotubos de carbono. ¿Podría explicar las diferencias en la conductividad eléctrica en cada uno de ellos?
5. ¿Cuál de las formas alotrópicas del carbono está en la mina de los lápices?

#### VII.13.3. *Los compuestos del carbono*

1. Considere los grupos funcionales indicados en la Tabla VII.2 e indique para cada uno de los ejemplos indicados en la cuarta columna, el tipo de orbitales moleculares que participan en los enlaces y las respectivas geometrías moleculares.

2. Identifique los grupos funcionales en cada uno de los compuestos que se indican en la Tabla VII.4.
3. A partir de los datos de la Tabla VII.2, discuta los siguientes puntos acerca de las propiedades físicas generales de las distintas familias de compuestos orgánicos mencionados en dicha tabla.
- ¿Cuáles de los compuestos son gaseosos, líquidos o sólidos a 25°C?
  - ¿Cómo varía la temperatura de ebullición normal ( $T_{eb}$ ) de los compuestos orgánicos dentro de una misma familia, en función del número de carbonos que contiene cada molécula?
  - Compare los puntos de ebullición de alcanos y alcoholes con igual número de carbonos. ¿A qué podría atribuirse las diferencias observadas? ¿Puede adjudicarse alguna influencia a la presencia de puente hidrógeno? ¿Por qué?
  - ¿Cuáles compuestos líquidos son más densos que el agua?
  - Explique cuáles son las fuerzas intermoleculares más importantes de los alcoholes, como el etanol,  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$  y de las aminas, como la etilamina  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$ , a la hora de explicar sus solubilidades en  $\text{H}_2\text{O}$ .



**Tabla VII.4.** Los compuestos del carbono mencionados en VII.13.3.

#### VII.13.4. La química en el medio interestelar

1. Buscar en las páginas de Internet de las agencias espaciales (NASA, ESA, etc.) o de observatorios astronómicos, fotografías astronómicas relacionadas con el medio interestelar y las distintas nebulosas. Lea las descripciones ofrecidas y discuta.
2. Buscar fotografías de granos de polvo provenientes del espacio exterior, tomadas de las páginas de Internet arriba mencionadas) y comentar qué tipo de reacciones químicas pueden tener lugar sobre su superficie.
3. ¿Por qué las Nubes Moleculares Frías (NMF) son tan oscuras?
4. Mencionar algunas de las moléculas hasta ahora encontradas en las NMF ¿Cómo explica la estabilidad de estas moléculas en ese ámbito?
5. ¿Cómo es posible conocer la composición química de las nebulosas?
6. Discutir las implicancias de haber encontrado en las NMF aminoácidos componentes de las proteínas y las bases constituyentes del ADN y del ARN.

#### VII.13.5. Isomería química

1. ¿Cuándo decimos que dos compuestos son isómeros?
2. Mencione las características de los isómeros estructurales, y busque ejemplos.
3. Busque en la bibliografía ejemplos de diastereoisómeros y enantiómeros. ¿Cuáles son las principales características de ambos tipos de isómeros?

#### VII.13.6. La química de los polímeros naturales

Discuta el alcance de los siguientes términos: monómero, monómero bifuncional, monómero polifuncional, unidad estructural, homopolímero, copolímero, grado de polimerización, polímero lineal, polímero ramificado, y grupo terminal.

#### Glúcidos

- Busque ejemplos de monosacáridos, disacáridos y polisacáridos presentes en los alimentos.
- Observe las estructuras de la  $\alpha$ -D-glucosa y de la  $\beta$ -D-glucosa. ¿Qué consecuencias tienen las diferencias entre ellas sobre las estructuras y propiedades de los polímeros que forman?
- Mencione las características de la estructura de la celulosa. ¿Qué papel juegan las uniones puente hidrógeno en las propiedades del polímero?
- Mencione las similitudes y las diferencias entre celulosa, almidón, amilopectina, amilosa, y glucógeno. ¿Dónde se encuentran en la naturaleza?

- ¿De qué polímero natural están hechos los caparazones de los insectos y de muchos moluscos?

### Ácidos nucleicos

- ¿Dónde se ubican los ácidos nucleicos y qué función cumplen en los seres vivos?
- Analice las estructuras de los compuestos siguientes:
- Bases púricas y pirimidínicas, sus similitudes y diferencias.
- Nucleótidos y el tipo de enlaces intramoleculares que forman.
- Hebras de ácidos nucleicos. Mencione algunas de las diferencias entre el ácido desoxirribonucleico ADN y el ácido ribonucleico, ARN.
- Doble hélice en el ADN. ¿Por qué La citosina se une con la guanina y no con la timina?

### Proteínas

- Discuta las implicancias de la universalidad en la biosfera de los aminoácidos que constituyen las proteínas.
- ¿Qué características estructurales tienen las moléculas de los  $\alpha$ -aminoácidos? ¿Cómo se diferencian unos de otros?
- Discuta las propiedades de la unión peptídica.
- Mencione los alcances de las estructuras primaria, secundaria, terciaria y cuaternaria de las proteínas.

### *VII.13.7. Los complejos orgánicos*

- ¿Qué importancia tiene la lignina en la naturaleza? ¿Por qué es necesario eliminarla de la pasta de papel?
- ¿Cuáles son los grupos de ácidos presentes en el humus? ¿Cuál es la diferencia entre ellos?
- ¿Por qué el humus es uno de los componentes de la fertilidad del suelo?
- Comente las características de los quelatos. Analice la estructura del EDTA, indique cuáles de sus grupos funcionales pueden unirse a un ión central. Averigüe las principales aplicaciones del EDTA en la industria alimentaria.
- La porfirina es un anillo tetrapirrólico presente en varias enzimas, proteínas y vitaminas. Observe la fórmula y explique su capacidad para formar complejos metálicos. ¿Cuáles son los centros con función de ligandos?
- ¿Qué son los grupos prostéticos? ¿Qué función cumplen en las proteínas?

### VII.13.8. Procesos naturales fundamentales en la biosfera: la fotosíntesis y la respiración

1. En el proceso global de la fotosíntesis, ¿quién es el oxidante y quién el reductor?
2. ¿Qué organismos fotosintéticos son los más importantes para el mantenimiento de la concentración de O<sub>2</sub> en la atmósfera?
3. La molécula de clorofila posee dos partes bien diferenciadas, el anillo porfirínico y el fitol. Indique la función de cada uno de ellos.
4. Analice las estructuras de la clorofila y de la hemoglobina, mencione sus similitudes y diferencias.
5. ¿En qué organelas de las células ocurren la fotosíntesis y la respiración?
6. ¿Cuál es el origen de la energía química que poseen los alimentos?

### Respiración bacteriana

7. Busque en la bibliografía ejemplos de bacterias autótrofas, heterótrofas, aeróbicas y anaeróbicas.
8. Discuta aspectos de la importancia ambiental de las bacterias.
9. ¿Por qué las bacterias aeróbicas son las predominantes en los ambientes naturales de superficie?
10. Indique cuáles son los oxidantes utilizados por los diferentes tipos de bacterias anaeróbicas.

### VII.13.9. La química de los polímeros sintéticos

1. ¿Cuál es la diferencia entre el caucho natural y el caucho sintético? ¿Qué es el caucho vulcanizado?
2. Mencione a su criterio cuáles son las ventajas y las desventajas del uso de materiales plásticos no biodegradables.
3. Mencione los principales polímeros sintéticos que usamos en nuestros hogares.
4. ¿Por qué los recipientes para comercializar helados se hacen de poliestireno expandido o *Telgopor*?
5. ¿Qué función cumple el recubrimiento de politetrafluoretileno o *Teflón* en las ollas y sartenes?
6. ¿Qué diferencias existen entre las fibras del paño polar y las botellas plásticas de bebidas gaseosas? ¿De qué polímeros están hechas?
7. Mencione aplicaciones de las espumas de poliuretano en la vida diaria.
8. ¿Cuáles son los principales componentes poliméricos de los siguientes materiales? Madera, algodón, acrílico, hueso, papel, lana de oveja, crin de caballo, fibra de cáñamo, lino, tela de araña, hilo de seda, algodón mercerizado.

9. Cuando nos sacamos una remera de nailon en días muy secos pueden producirse chispas. Este efecto no se observa si la remera es de algodón. ¿Podría explicar por qué?

#### **VII.14. Actividades para meter las manos. La cocina de la química orgánica y sus alrededores**

##### **Advertencia importante**

**Antes de comenzar la realización de todas las actividades propuestas, recordar:**

- **Revisar las fichas de seguridad de los compuestos tóxicos, según se indica en el Capítulo I, sobre normas de seguridad.**
- **Una vez terminado cada experimento, desechar los residuos líquidos en el bidón de residuos correspondiente. Nunca volcarlos en la pileta.**
- **Se recomienda que las actividades sean realizadas por el docente a modo demostrativo.**

##### *VII.14.1. Algunas reacciones químicas de identificación de compuestos orgánicos y síntesis de polímeros*

La cantidad y variedad de reacciones en las que participan los compuestos del carbono es enorme. Podemos decir que los estudios de las reacciones químicas que se realizan en laboratorios de investigación o en la industria química apuntan a:

- Sintetizar compuestos de interés industrial, agropecuario, farmacéutico, alimentario, etc. optimizando el método de síntesis.
- Dilucidar qué productos se forman a partir de ciertos reactivos bajo determinadas condiciones.
- Determinar el mecanismo de la reacción, y su velocidad frente a agentes externos como la temperatura, la presión, la luz, etc.
- Identificar compuestos o grupos funcionales a través de reacciones específicas.

En nuestro caso realizaremos reacciones típicas tendientes a la identificación de algunos grupos funcionales, además de dos síntesis sencillas de polímeros artificiales.

La mayoría son actividades relativamente fáciles. No obstante, recalamos la necesidad de que se realicen bajo un cumplimiento estricto de las normas de seguridad discutidas en el Capítulo I.

No todos los conceptos que se aplican en la realización de estas actividades han sido desarrollados en el presente capítulo, por lo que el docente deberá consultar los textos de Química Orgánica de uso corriente en la Escuela Secundaria cuando sea necesario.

## Objetivos

Se pretende que los alumnos:

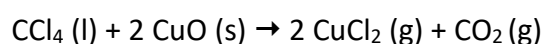
- Se familiaricen con las prácticas comunes de los laboratorios elementales de Química.
- Tomen contacto con compuestos orgánicos en general y con algunos grupos funcionales en particular.
- Apliquen técnicas de laboratorio simples para la realización de reacciones típicas de identificación de sustancias.
- Sinteticen algunas sustancias poliméricas.

### *VII.14.2. Actividades previas para realizar en grupo antes del comienzo del trabajo experimental*

- Confeccione una lista con los nombres de los principales grupos funcionales y su estructura. Conviene acompañar esta actividad con el uso de modelos moleculares, o diseñar unos modelos sencillos utilizando esferas de *Telgopor* de diferentes tamaños pintadas con pintura acrílica, y palillos escarbadientes.
- Escriba un alcano ramificado e identifique carbonos primarios, secundarios y terciarios.
- Compare la estructura de los alcoholes primarios y secundarios.
- ¿Cuáles son los productos de la oxidación de alcoholes y aldehídos?
- Con una cajita de piezas plásticas para ensamblar (*Playmobil* o similares) haga una analogía entre los ensambles de las piezas y los polímeros. Utilice piezas equiparables a monómeros difuncionales y polifuncionales. Ensamble las piezas de forma de obtener un modelo de polímero lineal y otro de polímero ramificado. Si dispone de piezas de distinto tipo o color, “modele” homopolímeros y copolímeros.

### *VII.14.3. Prueba de Belstein para determinar si un compuesto es un haluro de alquilo*

Los haluros de alquilo (R-X) que contienen cloro, yodo o bromo en sus moléculas pueden ser identificados mediante el ensayo de Belstein. Cuando un haluro de alquilo es calentado con óxido de cobre, se genera un haluro de cobre volátil, el cual al ser calentado a la llama, la colorea de color azul-verdoso. En el caso de que R-X sea tetracloruro de carbono, CCl<sub>4</sub>, la reacción que ocurre es:



### **Advertencia importante**

**El tetracloruro de carbono y cloruro de cobre gaseoso son tóxicos. En el caso de este último, su inhalación produce irritación de los ojos y de las vías respiratorias. Ambos**



**compuestos deben manipularse bajo campana con estricto cumplimiento de las normas de seguridad. El uso de guantes y gafas es obligatorio.**

### **Elementos a utilizar**

Alambre de cobre  
Etanol  
Tetracloruro de carbono (CCl<sub>4</sub>) en frasco gotero.  
Agua  
Mechero  
2 tubos de Khan  
Vaso de precipitados

### **Procedimiento**

1. Colocar agua en el vaso de precipitados hasta la mitad de su volumen.
2. Doblar un alambre de cobre con forma de lazo en un extremo.
3. Quemar este extremo a la llama hasta que el alambre pierda su color metalizado y se torne negro debido a la formación de óxido de cobre. Posteriormente sumergir la parte quemada en agua.
4. Colocar entre cinco y siete gotas de tetracloruro de carbono, CCl<sub>4</sub>, en un tubo de Khan limpio.
5. Introducir el lazo de cobre recubierto con óxido de cobre en el tubo de Khan de modo que se moje en el tetracloruro de carbono.
6. Quemar nuevamente el lazo a la llama. Se observará una llama color verde intenso, debido al CuCl<sub>2</sub> producto de la reacción del óxido de cobre con el tetracloruro de carbono.
7. Con fines comparativos, puede repetir el experimento utilizando un alambre de cobre nuevo, quemándolo a la llama, y realizar el ensayo con etanol. En este caso el etanol debería quemarse, sin que la llama tome color verde.

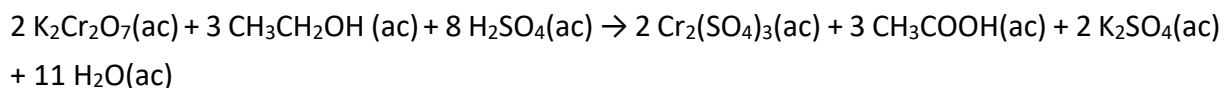
#### *VII.14.4. Reacción entre dicromato de potasio y alcoholes primarios y secundarios*

Los alcoholes primarios (R-OH) y secundarios (R-CHOH-R') reaccionan con dicromato de potasio (K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>) en medio ácido para dar lugar a la formación de ácidos carboxílicos y cetonas respectivamente, además del ión cromo (III). La reacción de los alcoholes primarios es muy rápida, y la de los alcoholes secundarios es más lenta, en tanto que los alcoholes terciarios no reaccionan. Así el etanol (alcohol primario) reacciona rápidamente para dar lugar a la formación de ácido acético o etanoico; el isopropanol (alcohol secundario) genera acetona

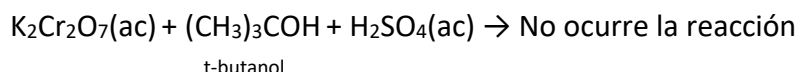
de manera más lenta, en tanto que para el t-butanol (alcohol terciario) no se detectan cambios químicos.

La reacción puede visualizarse por la desaparición del color naranja del dicromato de potasio y la aparición del color verde propio del cromo (III).

Las cetonas y los ácidos carboxílicos no se oxidan en estas condiciones, por lo que si se agrega dicromato en medio ácido a estos reactivos, la solución de dicromato permanece sin cambios, y conserva su color naranja.



2 dicromato de potasio + 3 etanol + 8 ácido sulfúrico → 2 sulfato de cromo (III) + 3 ácido acético + 2 sulfato de potasio + 11 agua



### Advertencia importante

**Los compuestos usados en este experimento son peligrosos. Tome todas las precauciones: use gafas protectoras, guantes y guardapolvo y trabaje bajo campana ¡no respire los vapores!**

### Elementos a utilizar

Dicromato de potasio  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  0,1 M

Ácido sulfúrico  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,5 M

Alcohol etílico

Isopropanol

t-butanol

3 tubos de ensayo

Gradilla

Marcador para vidrio o rótulos autoadhesivos

Todas las soluciones deberán estar en frascos gotero, o en su defecto disponer de una pipeta Pasteur para cada una.

### Procedimiento

1) Rotule tres tubos de ensayos A, B y C.

- 2) Coloque en cada tubo de ensayo siete gotas de dicromato de potasio, y agregue 5 gotas de ácido sulfúrico.
- 3) Añada seis gotas de etanol al tubo A, seis gotas de isopropanol al tubo B y seis gotas de t-butanol al tubo C. Observe en qué tubo de ensayo se produce más rápidamente el cambio de color. ¿En qué tubo de ensayo no se observan cambios después de cinco minutos de realizado el experimento?
- 4) Comente los resultados observados. ¿Tiene alguna explicación con respecto a la reactividad de los alcoholes?

#### VII.14.5. Actividad de integración 1

Complete los cuadros vacíos de la Tabla VII.5 empleando las propiedades físicas y reactividad química mencionadas en las Tablas anteriores.

|                                | Estado de agregación a 25°C |   |   | Número de fases observadas cuando se mezcla con agua |   | Densidad respecto al agua |       | Reacciona con dicromato de potasio en medio ácido |    | Test de Belstein |   | Test de Tollens |   |
|--------------------------------|-----------------------------|---|---|--|---|---------------------------|-------|---|----|------------------|---|-----------------|---|
|                                | S                           | l | g | 1  | 2 | Mayor                     | Menor | Si  | No | +                | - | +               | - |
| <b>Metano</b>                  |                             |   |   |  |   |                           |       |   |    |                  |   |                 |   |
| <b>n-hexano</b>                |                             |   |   |  |   |                           |       |   |    |                  |   |                 |   |
| <b>Tetracloruro de carbono</b> |                             |   |   |  |   |                           |       |   |    |                  |   |                 |   |
| <b>Etanol</b>                  |                             |   |   |  |   |                           |       |   |    |                  |   |                 |   |
| <b>t-butanol</b>               |                             |   |   |  |   |                           |       |   |    |                  |   |                 |   |
| <b>Glicerol</b>                |                             |   |   |  |   |                           |       |   |    |                  |   |                 |   |
| <b>Benzaldehído</b>            |                             |   |   |  |   |                           |       |   |    |                  |   |                 |   |
| <b>Acetona</b>                 |                             |   |   |  |   |                           |       |   |    |                  |   |                 |   |
| <b>Ácido acético</b>           |                             |   |   |  |   |                           |       |   |    |                  |   |                 |   |
| <b>Dimetil éter</b>            |                             |   |   |  |   |                           |       |   |    |                  |   |                 |   |

**Tabla VII.5.** Actividad de integración 1.

#### VII.14.6. Actividad de Integración 2

Sobre la base de la información de la Tabla completada en la actividad anterior, indique cómo procedería experimentalmente para identificar el contenido de un frasco, entre los siguientes compuestos posibles:

|              |         |                                |
|--------------|---------|--------------------------------|
| n-hexano     | etanol  | 2-metil-2-propanol (t-butanol) |
| benzaldehído | acetona | glicerol                       |

#### VII.14.7. Determinación de alcohol en el aliento de una persona. Simulación de una prueba de alcoholemia

En la presente actividad detectaremos la presencia de etanol mediante su reacción con dicromato de potasio ( $K_2Cr_2O_7$ ). La ingesta de alcohol afecta las capacidades motrices y los reflejos de las personas, y por lo tanto su capacidad para conducir vehículos.

Para determinar la cantidad de etanol que ha ingerido una persona se mide la concentración de etanol en el aliento. Esta concentración está relacionada con la cantidad de alcohol en sangre. Los primeros dispositivos utilizados para la detección de alcohol etílico (etanol,  $CH_3CH_2OH$ ) en el aliento estaban basados en la reacción que presenta este compuesto con  $K_2Cr_2O_7$  en presencia de ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ). En la actualidad se utilizan otros sistemas más seguros que evitan el uso de reactivos peligrosos.

#### Elementos a utilizar

Etanol  
Dicromato de potasio,  $K_2Cr_2O_7$ , 0,1 M  
Ácido sulfúrico,  $H_2SO_4$ , 1 M  
Tubo de ensayo  
Globo de látex  
Manguera plástica.

Todas las soluciones deberán estar en frascos gotero, o en su defecto disponer de una pipeta Pasteur para cada una.

#### Procedimiento

- 1) Coloque en un tubo de ensayo 10 gotas de  $K_2Cr_2O_7$  0,1 M y 10 gotas de  $H_2SO_4$  1 M.
- 2) Infle un globo, colóquelo en el extremo de la manguera, y colóquela de modo que el gas contenido en el globo burbujee en la solución del tubo de ensayo hasta que el globo quede

casi totalmente desinflado, Figura VII.62. Conviene usar una manguera fina para que el aire salga lentamente y pueda interactuar más tiempo con la solución.

- 3) Retire el globo y coloque en su interior 20 gotas de etanol.
- 4) Infle nuevamente el globo, colóquelo en el extremo de la manguera, y repita el procedimiento.



**Figura VII.63.** Diseño empleado para la simulación de la prueba de alcoholemia.

### **Interpretación de lo observado**

Al burbujear etanol en una solución ácida de  $K_2Cr_2O_7$ , ocurre una reacción química en donde el etanol se oxida a ácido acético ( $CH_3COOH$ ) y el dicromato de potasio, de color anaranjado, se reduce a cromo (III) de color verde azulado.

#### *VII.14.8. Reacción de yodo con la amilosa presente en el almidón*

Se observará la interacción entre el yodo y el almidón. Es una manera muy simple de detectar la presencia de almidón, usando triyoduro  $I_3^-$ , alcohol iodado o iodopovidona como reactivo. La iodopovidona es una solución acuosa de yodo molecular con un polímero hidrosoluble de polivinilpirrolidona.

### **Elementos a utilizar**

- Alcohol iodado o iodopovidona
- Solución de almidón 1 % m/V
- Agua
- Tubo de ensayo
- Gradilla

### **Procedimiento**

1. Preparar la solución de almidón 1% m/V. Para ello colocar una cucharada de almidón de maíz en 100 mL de agua, agitar, dejar reposar y filtrar. También se puede hervir una papa y utilizar el líquido resultante.
2. Colocar en el tubo de ensayo una gota de alcohol iodado.
3. Agregar agua destilada hasta completar un volumen equivalente a la mitad del tubo
4. Agregar 7 gotas de solución de almidón y esperar hasta la aparición del color azul.

### **Interpretación de lo ocurrido**

La amilosa presente en el almidón reacciona con el I<sub>2</sub> dando lugar a la formación de un compuesto de color azul intenso.

### *VII.14.9. Síntesis de silicona*

Nos proponemos la formación de un polímero, la silicona, a partir de la mezcla de dos líquidos, uno es un compuesto inorgánico, el ortosilicato de sodio, (Na<sub>2</sub>SiO<sub>4</sub>), y el otro un compuesto orgánico, el etanol (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH), el que a su vez contiene algo de agua. La reacción que tiene lugar se indica en la Figura VII.54.

### **Advertencia importante**

**Utilice guantes descartables ya que el ortosilicato de sodio es corrosivo.**

### **Elementos a utilizar**

Ortosilicato de sodio  
Etanol  
Vaso de plástico descartable  
Varilla de madera  
Probetas de 25 mL de plástico  
Probeta de 10 mL de vidrio  
Guantes de látex

### **Procedimiento**

1. Coloque 20 mL de ortosilicato de sodio en el vaso de plástico (evite el contacto con la piel). Agregue 4 mL de etanol y revuelva en forma circular con la varilla de madera hasta obtener un sólido blanco.

2. Utilizando guantes, colocar rápidamente el polímero formado en la palma de la mano. Moldee suavemente el sólido con la mano hasta formar una pelota esférica compacta. No la apriete ya que corre el riesgo de que la pelotita se desgrane.

### **Interpretación de lo ocurrido**

El ortosilicato de sodio es un compuesto formado por un átomo de silicio enlazado a cuatro átomos de oxígeno (anión) y los cationes sodio. En la reacción, dos moléculas de etanol reemplazan a un par de oxígenos del ortosilicato y se obtienen cadenas largas de un polímero: la silicona.

#### *VII.14.10. Síntesis de espuma de poliuretano*

Esta actividad posee un grado de dificultad mayor que las anteriores.

### **Aclaración importante**

**En esta actividad se utilizan reactivos que deben manipularse cuidadosamente bajo campana. En caso de no disponer de campana, el experimento no debe realizarse.**

Se obtendrá espuma de poliuretano (goma espuma) a partir de los siguientes reactivos comerciales: polioxietilenglicol (poliol), glicerol, silicona (que actúa como plastificante), octoato de estaño (un catalizador que aumenta la velocidad de formación de la espuma), colorante en solución acuosa, diisocianato de tolueno (TDI) y agua.

Una parte del TDI reacciona con agua, produciendo dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ), que causa el espumado, ya que el  $\text{CO}_2$  queda “encapsulado” en el polímero a medida que éste crece; y otra parte del TDI reacciona con el glicerol y el poliol para formar el polímero. Las reacciones que tienen lugar se indican en la Figura VII.57. Las flechas sobre la estructura del polímero indican la dirección de crecimiento.

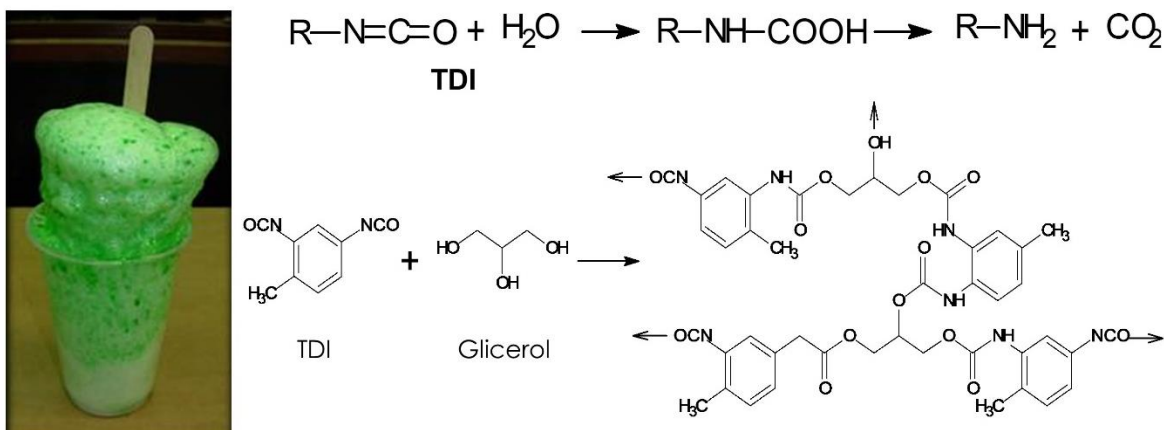
### **Elementos a utilizar**

- Polioxietilenglicol (Poliol)
- Glicerol
- Silicona
- Octoato de estaño
- Colorante vegetal
- Vaso de plástico
- Tubo de ensayo
- Varilla de madera
- Gradilla

## Procedimiento

1. Coloque en un vaso de plástico 35 gotas de polioliol, 11 gotas de glicerol, 10 gotas de silicona, 4 gotas de octoato de estaño, 6 gotas de colorante en solución acuosa y 10 a 15 gotas de agua. Mezclar todo con una varilla de madera hasta consistencia uniforme.
2. Colocar en un tubo de ensayo 75 gotas de TDI y añadir las al recipiente donde se realiza la mezcla. Continuar revolviendo hasta obtener una consistencia cremosa. Detener la agitación y dejar que el polímero se expanda espontáneamente.

La Figura VII.64 muestra el polímero obtenido en una práctica para docentes de escuelas secundarias realizado en la Facultad de Ciencias Químicas, UNC.



**Figura VII.64.** Poliuretano expandido. Reacción de formación. El polímero obtenido debe su color al agregado de un colorante.



## VIII. LA MARAVILLA DEL AGUA

### VIII.1. La importancia del agua

Nuestro planeta, visto desde el espacio exterior, debe sus colores al agua. Son los océanos los que dan el azul, surcado por el blanco de las nubes y los hielos polares, un caso único en el sistema solar. Debieron darse condiciones astronómicas muy especiales para que el campo gravitatorio, la presión, la temperatura en la superficie, hicieran posible la existencia de grandes masas de agua líquida. Dichas condiciones son, principalmente, distancia al Sol, tamaño planetario, geometría de la órbita, inclinación del eje de rotación y presencia de la Luna. Nuestro satélite natural, entre otros efectos, estabiliza el movimiento de rotación de la Tierra, regulando la duración de los días. A esto deben sumarse los procesos biogeoquímicos que regulan la composición de la atmósfera, fundamental en el balance energético de nuestro planeta.

El agua es la única sustancia que por sus propiedades fisicoquímicas presenta la simultaneidad de los estados de agregación, sólido-líquido, líquido-gas y sólido-gas, en un intervalo de temperaturas y presiones propios de las condiciones ambientales de nuestro planeta. Ver Figura VIII.1. Existe además la posibilidad de que los tres estados coincidan, siempre que la presión y la temperatura se ajusten a los valores precisos, como veremos en VIII.4.4.3.



**Figura VIII.1** Mercurio, Venus, la Tierra, Marte, la Luna y Ceres (planeta enano) en colores reales. La presencia del agua en los océanos, los hielos y las nubes distinguen a la Tierra de los planetas vecinos.

Hay acuerdo en que el agua líquida sobre la superficie es imprescindible para la aparición, evolución y permanencia de la vida. Por eso los astrónomos, al descubrir huellas de ríos y mares secos en la superficie marciana, buscan indicios de alguna forma de vida ya extinguida en el pasado del planeta rojo. En la Tierra, el agua fue el manto protector de la vida primitiva, cuando la atmósfera, carente de oxígeno y por lo tanto de ozono, permitía la llegada a la superficie de radiaciones ultravioleta letales.

El agua ejerce su efecto ordenador sobre las macromoléculas de la vida (VII.9.4), amortigua los cambios térmicos, es el medio de transporte de nutrientes y desechos, y es un reactivo químico fundamental en la fotosíntesis y en muchas reacciones metabólicas. Podemos vivir alrededor de un mes sin alimentos, pero solamente unos pocos días sin agua.

El agua ha modelado la corteza terrestre, gracias a su capacidad para el arrastre mecánico, en especial de partículas en suspensión, su habilidad para disolver y transportar sustancias, y ser el medio de numerosas reacciones químicas. Las rocas sedimentarias se forman principalmente bajo agua.

El ciclo hidrológico provee mecanismos eficaces y eficientes de purificación, que han aportado agua limpia a la biosfera desde su aparición, 3.500 millones de años atrás. Estos mecanismos se basan en diferentes procesos: los cambios de fase, ya sea por evaporación o por congelamiento del agua del mar; la filtración y adsorción, por parte de las partículas del suelo, de material en suspensión y sustancias disueltas; la acción de los microorganismos descomponedores que mineralizan sustancias orgánicas, producto de la biosfera.

El aumento de la población mundial y la complejidad creciente de las sociedades ejercen una presión permanente sobre los recursos hídricos. La ciencia y la tecnología han respondido con acciones más o menos eficaces: embalses y acueductos para contrarrestar sequías e inundaciones; vacunas, medicamentos y medidas sanitarias para superar la propagación de enfermedades por aguas contaminadas. Sin embargo, aceptar que la cantidad de agua de que disponemos no es infinita, es aún una asignatura pendiente.

El agua dulce es un recurso natural renovable por excelencia, pero de distribución planetaria y accesibilidad desiguales. La gestión del recurso, los criterios de racionalidad en el consumo y la preservación de las fuentes son imprescindibles frente a una demanda siempre creciente. En este sentido, es prioritario preservar los bosques

y los pastizales de altura por su estrecha relación con la protección de las cabeceras de las cuencas hídricas, y los reservorios de agua subterránea.

Las aguas contaminadas son un problema importante en todo el mundo, lo que requiere estrategias más adecuadas de purificación y de prevención de la contaminación a través de prácticas sustentables para el consumo agrícola, industrial y domiciliario.

A causa de su importancia, el agua es la sustancia más estudiada, pero sus propiedades suelen ser mal comprendidas o ignoradas. Se necesitan más estudios científicos sobre el agua y nuevos desarrollos tecnológicos para disponer de fuentes seguras desde el punto de vista químico y bacteriológico. No menos necesarias son las medidas políticas y económicas que procuren una mayor equidad en la distribución del recurso.

Los arroyos, ríos y lagos de aguas límpidas, donde los seres vivos se desarrollan armónicamente, son un tesoro inapreciable que debemos utilizar con responsabilidad, sabiendo que no sólo nos pertenece a nosotros, sino también, fundamentalmente, a las generaciones que vendrán y a las demás especies que habitan el planeta.

## **VIII.2. El agua más allá de la Tierra**

Los compuestos de hidrógeno y oxígeno, principalmente el agua y el radical HO\*, son las moléculas químicas más abundantes en el universo después del H<sub>2</sub> y del monóxido de carbono, CO. A su vez, el agua es el compuesto estable más sencillo formado por los dos elementos reactivos más comunes a nivel universal, el hidrógeno y el oxígeno.

Las abundancias estimadas de los cinco elementos químicos predominantes en el universo son: H, 91%; He, 9,1% (no reactivo); O, 0,057%; N, 0,042% y C, 0,021%. El resto de los elementos de la Tabla Periódica se encuentran en cantidades muchísimo menores.

El análisis espectroscópico de las radiaciones que llegan desde el cosmos ha permitido establecer la presencia de agua sólida y gaseosa en vastas regiones del espacio exterior. El vapor de agua fue detectado accidentalmente en 1969 en la nebulosa de Orión, (cerca de Las Tres Marías). El descubrimiento fue publicado por A. C. Cheung, D. M. Rank, C. H. Townes, D. D. Thornton, W. J. Welch en la revista Nature. El agua sólida fue detectada en 1973. Ver Figura VIII.2.

Actualmente y gracias a los telescopios que orbitan la Tierra fuera de la atmósfera, se cuenta con registros espectroscópicos de agua en las nebulosas del espacio

interestelar y aún en las galaxias vecinas. Las nebulosas son grandes aglomerados de polvo y de gas, que cubren vastas regiones en las galaxias. Las hay de diferentes tipos, pero nos interesan en particular las nebulosas oscuras o nubes moleculares frías, a temperaturas alrededor de los 5 K (-268°C) y aún menores. Pueden observarse a ojo desnudo sobre la Vía Láctea, y contienen cantidades importantes, en términos relativos, de agua como hielo amorfo condensado sobre pequeñísimos granos de polvo. Este tipo de hielo carece de la estructura cristalina propia del hielo que conocemos y se asemeja más a la estructura amorfa propia de un vidrio. El tamaño de los granos de polvo está por debajo del orden de los micrones, formados principalmente por silicatos amorfos y material carbonáceo.



**Figura VIII.2.** La nebulosa de Orión, cerca de las Tres Marías, vista por el Telescopio Espacial Hubble. Es una región muy activa de formación de nuevas estrellas. Las partes más oscuras son nubes frías de gas y polvo. La nebulosa está formada mayoritariamente por hidrógeno, pero contiene pequeñas proporciones de otros elementos. En términos relativos, las señales espectroscópicas indican cantidades importantes de agua.

La Agencia Espacial Europea (ESA) puso en órbita en 1995 un observatorio espacial con un sensor de radiación infrarroja, el ISO (por su sigla en inglés, *Infrared Spatial Observatory*). Mediante el análisis de la radiación IR y de microondas provenientes del espacio interestelar, pudo detectarse agua como vapor y como hielo en muchas regiones del cosmos, en particular en las nubes oscuras en el plano de la Vía Láctea. En las nubes moleculares frías aproximadamente un 10% de todos los átomos de oxígeno están bajo la forma de moléculas de vapor de agua, y una cantidad aún mayor, como hielo.

Siempre que haya agua sólida, habrá agua gaseosa generada por sublimación, que es el proceso que predomina bajo las condiciones de presión y temperatura, muy bajas en estas regiones cósmicas. Estas variables establecen las cantidades relativas de una u otra forma del agua. El agua líquida en equilibrio no puede formarse ya que requiere como mínimo una presión de 6,1 milibar o 0,006 atm, y una temperatura, para dicho valor de presión, no inferior a 273,1598 K o 0,0098°C. Estas condiciones son inexistentes en el espacio interestelar, donde la presión oscila alrededor de  $10^{-19}$  mbar (mucho menor que el mejor vacío alcanzado en un laboratorio de alto vacío), y las temperaturas rara vez superan los 80 K.

En el Sistema Solar hay agua en las manchas solares, en varios planetas y sus satélites, en los anillos de Saturno y Urano, en las lunas de los planetas exteriores, en asteroides y cometas, detectada hasta ahora como sólido o como gas. El agua líquida, tan familiar para nosotros, solamente puede existir en un intervalo muy estrecho de presiones y temperaturas, difícil de encontrar en superficies de planetas o satélites distintos de la Tierra. Se estima la existencia de vastos océanos de agua de varias de las lunas de Júpiter y Saturno, no en superficie sino en el subsuelo.

La teoría astronómica clásica de formación del sistema solar supone que el Sol, los planetas y el resto de los cuerpos del sistema solar se formaron casi simultáneamente, 4 550 millones de años atrás, a partir de una inmensa nube de gas y polvo, cuyas finas partículas contenían agua adsorbida o condensada como hielo amorfo. Una vez que la nebulosa comenzó a contraerse, en el centro caliente y denso se formó el Sol. Los planetas habrían crecido a partir de anillos circulares formados por gas, polvo y cuerpos de tamaño variable. Las temperaturas disminuían rápidamente desde el centro de la nube hacia la periferia, y el hielo y el agua gaseosa se distribuyeron, en cantidades crecientes, desde su interior hacia las regiones exteriores, mucho más frías.

El descubrimiento de numerosos exoplanetas y su distribución en los respectivos sistemas solares, llevó a formular correcciones y actualizaciones del modelo clásico. Se aceptaría que, una vez que la nebulosa comenzó a contraerse, se formaron Júpiter y el Sol y, al parecer, entre ambos y con la posterior participación de Saturno determinaron la ubicación y otras características del resto de los planetas del sistema solar.

Desde el Sol hacia la periferia del Sistema Solar, se observa lo siguiente:

- Mercurio es un planeta prácticamente seco, debido a su cercanía al Sol. Sin embargo, como su eje de rotación es perpendicular al plano de la órbita, existen regiones polares a las que la radiación solar nunca llega. En 1999 científicos de la NASA detectaron agua en las regiones polares. Se considera probable la existencia de cráteres profundos perpetuamente en oscuridad a temperaturas alrededor de 100 K, donde el hielo pudo permanecer estable a lo largo de miles de millones de años. El núcleo metálico de mercurio es muy grande en relación con el tamaño del planeta.
- Venus tiene solamente vestigios de vapor de agua. El agua original se habría perdido por efecto de la intensa radiación solar.
- La Tierra es el único planeta del Sistema Solar que contiene agua en superficie en los tres estados de agregación:
  1. Agua sólida (hielo) en los casquetes polares, témpanos de los mares circumpolares, hielos continentales, nieve, nubes, y en el barro congelado típico de la tundra, conocido como permagel o perma congelamiento (es más frecuente el uso del término inglés, *permafrost*).
  2. Agua líquida, en los océanos, ríos, lagos, agua subterránea y nubes.
  3. Agua vapor o gaseosa, disuelta en el aire, principalmente en la troposfera, que es la capa inferior de la atmósfera, donde tienen lugar los fenómenos meteorológicos.
- Marte carece de agua líquida en superficie, pero tiene agua sólida o mezclada con el hielo de dióxido de carbono (nieve carbónica o hielo seco) y en el permagel. Existen lechos de ríos secos y valles de erosión hídrica e incluso huellas de un océano boreal que evidencian, desde un punto de vista geológico, que en el pasado hubo agua líquida en la superficie. Los instrumentos de la nave Mars Odyssey (NASA, EE.UU. 2001) detectaron una posible capa de hielo de al menos 1 m de espesor en el subsuelo en las regiones sub-polares del planeta. En 2021 ocho sondas orbitan Marte, lanzadas por diferentes países. “*Perseverance*”, la sonda de la NASA (EE.UU.) se posó sobre el planeta en febrero de 2021, después de un viaje de más de seis meses. La sonda *Tianwen-1*, de La Administración Nacional China del Espacio (CNSA) y el orbitador *Hope* de los Emiratos Árabes

Unidos, también llegaron en la misma época. Todos estos aparatos de observación envían información relevante sobre la geología de Marte y evidencias cada vez más convincentes de la presencia en el pasado de cuerpos de agua líquida sobre la superficie planetaria. El objetivo de los vehículos en superficie es investigar lugares potencialmente prometedores para la investigación de vestigios de una posible vida microbiana arcaica en el pasado.

- El cinturón de asteroides, entre Marte y Júpiter, está formado por cuerpos que pueden ser tanto hidratados (hasta un 10% en masa de agua) como anhidros, predominando los primeros en la parte exterior del anillo principal. Hay indicios de que en el planeta enano Ceres existe una capa de agua líquida y hielo por debajo de la corteza.
- Los planetas exteriores, Júpiter, Saturno, Urano y Neptuno contienen cantidades importantes de hielo: los anillos de Saturno y varias de sus lunas están formados por enormes cantidades de agua sólida, como es el caso de Europa, el menor de los cuatro satélites galileanos de Júpiter<sup>1</sup>. Está recubierto de hielo en su totalidad, formando una capa de 100 km de espesor, y muy probablemente contenga profundos océanos de agua líquida por debajo del hielo superficial. Tal vez el caso más interesante sea el de Encelado, una de las lunas de Saturno. En 2005, la sonda espacial Cassini - Huygens<sup>2</sup> fotografió una pluma volcánica activa, formada por agua que escapa entre grietas próximas al polo sur. La corteza de Encelado es una gruesa capa de hielo amorfo y hielo cristalino. Miranda, satélite de Urano, está formado mayoritariamente por hielo.
- Más allá de la órbita de Plutón se encuentra el Cinturón de Kuiper, y más lejos aún, la Nube de Oort. Ambos sistemas están formados por miles de cometas, que estarían constituidos mayoritariamente por hielo condensado sobre un pequeño núcleo rocoso. Algunos, como el cometa Halley, tienen órbitas muy elípticas que se acercan al Sol cada setenta y cinco años, y han podido ser estudiados desde la Tierra.

---

<sup>1</sup> Los cuatro satélites galileanos de Júpiter son Ío, Europa, Ganimedes y Calisto, descubiertos por Galileo en 1610, usando su precario telescopio.

<sup>2</sup> La sonda espacial Cassini-Huygens fue lanzada en 1997 por la Agencia Espacial estadounidense, NASA, la Agencia Espacial Europea, ESA y la Agencia Espacial Italiana, ASI, con el objetivo de estudiar a Júpiter y sus satélites. En 2017 se desintegró al ingresar en la atmósfera de este planeta.

*En ninguna parte del Sistema Solar se ha podido detectar fehacientemente la presencia de agua líquida en superficie, excepto en la Tierra.*

### **VIII.3. El agua en el planeta Tierra**

Sólo nuestro planeta azul pudo reunir las condiciones para retener el agua y condensarla como líquido sobre la corteza. Esto garantizó el ciclo del agua, y con él, un conjunto de ciclos materiales que reciclan numerosas sustancias entre la corteza, la atmósfera, la hidrosfera y la biosfera. Estos ciclos están motorizados por la energía solar y dependen de las condiciones ambientales de nuestro hogar planetario. El único líquido inorgánico que se encuentra de manera natural en la superficie de la Tierra es el agua.

La hidrosfera incluye los océanos, mares, lagos, humedales, arroyos, capas de nieve, glaciares, casquetes de hielo polar y agua subterránea. Interactúa permanentemente con la corteza terrestre, la atmósfera y los organismos vivos. Figura VIII.3.



**Figura VIII.3.** El agua es un componente fundamental en las diferentes regiones del planeta. Parque Nacional Los Alerces, Chubut, Argentina.



### *VIII.3.1. Un poco de historia acuosa*

¿De dónde proviene el agua de la Tierra? No se cuenta con registros geológicos de las etapas tempranas de nuestro planeta, los primeros ochocientos o mil millones de años, de modo que no hay observaciones directas sobre el agua durante esa época. La temperatura máxima posible para la existencia del agua líquida se conoce como temperatura crítica, y es  $T_c = 374^\circ\text{C}$ , siempre que la presión aumente al poco probable valor de 218 atm (220 888,5 hPa), conocido como la presión crítica,  $P_c$ , VIII.4.4.3. Por lo tanto, la condensación de los océanos debió esperar que la corteza se enfriara por debajo de  $374^\circ\text{C}$ .

Las inferencias geológicas más antiguas sobre la presencia de agua líquida en la superficie corresponden al periodo arcaico. Las rocas sedimentarias más antiguas que se conocen, los meta-sedimentos de Isua, en Groenlandia, son lodos consolidados que incluyen cantos rodados. Éstos son el resultado de la erosión causada por el agua líquida, única forma de producir ese tipo de desgaste en el material rocoso. Las dataciones radiactivas indican que estas piedras redondeadas se formaron hace aproximadamente 3.800 millones de años. Para entonces ya habría cuerpos de agua en superficie, pocos millones de años antes del desarrollo de las primeras formas de vida.

#### *VIII.3.1.1. ¿Cuál fue el origen de los océanos primitivos?*

No hay acuerdo sobre el origen del agua de los planetas interiores del Sistema Solar, Mercurio, Venus, la Tierra y Marte. A lo largo del tiempo se han desarrollado diferentes teorías, de las cuales mencionaremos dos.

##### *Agua acumulada durante la formación de la Tierra*

Esta teoría considera que los océanos de nuestro planeta provienen del agua adherida sobre los granos de polvo presentes en la nebulosa protosolar. Para M. J. Drake sería la fuente la más importante<sup>3</sup>. Considera que las principales especies gaseosas de la atmósfera inicial fueron  $\text{H}_2$ , He,  $\text{H}_2\text{O}$ , y CO y que por lo tanto los granos en el disco de polvo que dio origen a los planetas interiores habrían acumulado moléculas de hidrógeno y de agua sobre sus superficies. Esto quiere decir que la Tierra ya tenía su componente acuoso en el momento de formarse. Según este autor, mediante modelos, se puede estimar que los granos de polvo que dieron origen a nuestro planeta podrían haber contenido varias veces la cantidad de agua de los océanos. Una fracción imposible de

---

<sup>3</sup> Michael J. Drake, *Origin of water in the terrestrial planets*. *Meteoritics & Planetary Science* 40 (2005) 519-527.

precisar de ésta habría sido retenida por el planeta una vez terminado el proceso de formación.

#### *Agua de origen cometario<sup>4</sup>*

Si se acepta el modelo de formación de la Luna como consecuencia del choque de la Tierra con un cuerpo probablemente del tamaño de Marte, poco después de la formación de nuestro planeta, el extremo calor liberado habría fundido las capas superficiales de la Tierra y de la Luna, habría evaporado los océanos y deshidratado la atmósfera, en caso de que estos depósitos de agua hubieran existido. A este argumento hay que sumar el hecho de que la temperatura de la nebulosa solar en la zona de formación de la Tierra habría superado los 1000 K, vaporizando cualquier forma de agua presente en el polvo y en los pequeños cuerpos que se unían en el proceso de acreción. Los planetas y los cometas más cercanos que contienen agua bajo la forma de hielo, se encuentran a partir de las 5 UA (unidades astronómicas) del Sol, es decir, cinco veces más lejos que la Tierra. Entonces, sería de esperar que la Tierra al formarse a 1 UA del Sol, lo habría hecho a partir de materiales carentes de agua y, por lo tanto, deberíamos admitir que el agua de nuestro planeta provino del espacio exterior. Llegó bajo la forma de una lluvia de cometas que impactaron los planetas interiores, y cuyas huellas son claramente visibles en los cráteres de la Luna y de Mercurio, donde la ausencia de fenómenos meteorológicos evitó su erosión. Las estimaciones de los cometas de hielo que alcanzaron la Tierra alcanzarían sobradamente para explicar la formación de los océanos.

Pasados los primeros doscientos millones de años, la superficie planetaria, todavía muy caliente, estaba cubierta por rocas fundidas, que dejaban escapar gases y probablemente vapor de agua proveniente de minerales hidratados de las rocas. Durante los 600 millones de años siguientes, la estructura del planeta fue aumentando en complejidad, a medida que descendía la temperatura. Las capas de rocas más profundas, muy calientes, continuaban eliminando gases, con los cuales el planeta reconstruyó su propia atmósfera, rica y densa en dióxido de carbono y vapor de agua, pero prácticamente sin oxígeno. Una vez que fue menguando el bombardeo de meteoritos que caracterizó los primeros cientos de millones de años del planeta, el rápido enfriamiento superficial dio lugar a la condensación del vapor y a la formación del océano primitivo. Los geólogos infieren que estos océanos habrían cubierto entre el 85 y el 90 por ciento de la superficie planetaria, y que eran menos profundos que los océanos de la actualidad.

---

<sup>4</sup> Mc Clendon, J.H. The origin of life. *Earth-Science Reviews* 47 (1999) 71-93.

¿Cuál es la edad del agua actualmente presente en los océanos? Con un margen razonable de certeza podemos decir que, independientemente de la forma en que haya llegado a nuestro planeta, el agua ya estaba en la nebulosa de antigüedad desconocida que dio origen al Sistema Solar, por lo que el agua de la Tierra es tan vieja como la Tierra misma.

Nada ha cambiado en el agua desde que se formaron los océanos primitivos, y la cantidad movilizada por el ciclo hidrológico prácticamente se mantiene constante desde entonces. Una pequeña cantidad continúa todavía ingresando al ciclo en las erupciones volcánicas o por desgasificación de la corteza, en un proceso similar al que habría contribuido a la formación de los océanos. Se trata del “agua juvenil”, llamada de ese modo no porque realmente sea joven sino porque ingresa por primera vez al ciclo del agua. También se producen algunas pérdidas desde la alta atmósfera, por la radiación muy energética. Ésta rompe la molécula en fragmentos, que alcanzan la velocidad de escape<sup>5</sup> y se pierden en el espacio exterior. Estas pequeñas ganancias y pérdidas son despreciables comparadas con la cantidad total del agua movilizada por el ciclo, por lo que se puede afirmar que la cantidad de agua planetaria se mantiene constante.

Con respecto al agua que cicla por la biosfera, son hechos sabidos que la fotosíntesis consume moléculas de agua y que la respiración y cualquier combustión las generan. Sin embargo, estas cantidades se compensan, y además son muy pequeñas frente a la masa de agua en el planeta, y no alteran el balance hídrico global.

### *VIII.3.2. ¿Cuánta agua tiene nuestro planeta? El ciclo del agua*

La cantidad total de agua de la hidrosfera ha sido estimada en algo más de 1377 millones de km<sup>3</sup>, en números redondos,  $1,38 \times 10^9$  km<sup>3</sup>, equivalente a  $1,38 \times 10^{21}$  kg, para una densidad de 1 kg dm<sup>-3</sup>. La masa de nuestro planeta es  $5,98 \times 10^{24}$  kg y su volumen  $1,08 \times 10^{12}$  km<sup>3</sup>. Esto significa que el agua alcanza al 0,023% de la masa y al 0,13% del volumen de nuestro planeta. Hagamos una analogía. Si la Tierra fuera reducida al tamaño de una esfera de 10 cm de diámetro, (como un pomelo) el volumen total del agua presente alcanzaría a 0,68 cm<sup>3</sup>, poco más de 13 gotas. Los inmensos cuerpos de agua oceánica cubren la Tierra en su mayor parte, con una profundidad media de alrededor de 3.900 m. El agua es muy poca si la comparamos con la masa total del planeta, pero la que conocemos y a la que tenemos acceso se concentra en la corteza, que corresponde a no más del 1% del volumen de la Tierra. Si la comparamos con los 6.357 km del radio

---

<sup>5</sup> La velocidad de escape de la Tierra (velocidad mínima que debe adquirir un cuerpo, independientemente de su masa, para poder alejarse indefinidamente de ella) es de 11,19 km/s, o 40 280 km/h.

planetario, es una capa muy delgada: debajo de los océanos su espesor varía entre 5 y 10 km, llega a los 30 km en las planicies continentales y se engrosa en las zonas de montaña, donde puede alcanzar los 65 km. El agua alcanza su máxima concentración en superficie, y es allí precisamente donde se desarrolla la vida. El planeta Tierra está casi seco, pero la biosfera está empapada.

Establecer el balance hídrico del planeta implica el conocimiento del ciclo del agua, logrado sólo en parte. Los datos que se informan a continuación provienen de un estudio publicado en 2006 por la Sociedad Americana de Hidrología de EE.UU., sustentado en bases de datos seleccionadas críticamente<sup>6</sup>. Los autores son muy claros al indicar que los datos globales disponibles sobre algunos aspectos del ciclo, tales como la evaporación desde la superficie, las precipitaciones oceánicas, y la escorrentía superficial, son imprecisos e insuficientes. Se entiende por escorrentía la fracción del agua de lluvia, deshielo o riego que no alcanza a infiltrarse y por lo tanto corre sobre la superficie hasta alcanzar un cauce fluvial o un cuerpo de agua.

El ciclo hidrológico garantiza la disponibilidad de agua dulce en nuestro planeta donde casi la totalidad del agua es salada. Mediante una serie de procesos físicos y químicos, los ríos y lagos mantienen, dentro de ciertos límites, las condiciones de calidad del agua en niveles compatibles con el desarrollo de la vida.

El agua sólida, líquida y gaseosa está constantemente en movimiento, transportando solutos sólidos, líquidos y gaseosos, tanto inorgánicos como orgánicos. De un modo idealizado este movimiento puede considerarse como un ciclo, que implica una red enmarañada de interrelaciones entre la hidrosfera, la atmósfera, la corteza y la biosfera. El ciclo del agua se vincula prácticamente con todos los demás ciclos del planeta.

#### *VIII.3.2.1. Principales reservorios*

Los aproximadamente 1377 millones de km<sup>3</sup> de agua que contiene la Tierra están distribuidos en reservorios, algunos de los cuales se listan en la Tabla VIII.1, en millones de km<sup>3</sup>.

En conjunto estos reservorios constituyen la hidrosfera. El agua en la Tierra se encuentra predominantemente en estado líquido, cubriendo más del 71% de la superficie planetaria. Los océanos constituyen el reservorio más importante, pero es agua salada. La mayor parte del agua dulce se encuentra como hielo y nieve en el continente antártico. La distribución del agua entre los diferentes reservorios es dinámica, puesto

---

<sup>6</sup> Consultar bibliografía

que circula entre ellos movilizada por la energía del Sol. La cantidad de agua que pasa de un reservorio a otro en la unidad de tiempo se denomina *flujo*.

| Reservorio                    | Sub-reservorio                 | Contenido / km <sup>3</sup> | Subtotal / km <sup>3</sup> |
|-------------------------------|--------------------------------|-----------------------------|----------------------------|
| Atmósfera                     |                                |                             | 0,0127                     |
| Agua dulce                    | Hielo                          | 26,35                       | 41,97                      |
|                               | Lagos y ríos                   | 0,178                       |                            |
|                               | Agua subterránea               | 15,3                        |                            |
|                               | Humedad del suelo              | 0,122                       |                            |
|                               | Barros congelados (permafrost) | 0,022                       |                            |
| Océanos                       |                                |                             | 1.335,04                   |
| <b>Total / km<sup>3</sup></b> |                                |                             | <b>1.377,02</b>            |

**Tabla VIII.1.** Contenido, en millones de km<sup>3</sup>, de los principales reservorios de agua que participan del ciclo hidrológico. Datos tomados de *Journal of Hydrometeorology* 8(2006) 758-769 (ver bibliografía).

### VIII.3.2.2. Los flujos principales

Los océanos pierden agua por evaporación a razón de  $4,13 \times 10^5$  km<sup>3</sup>/año de los cuales  $3,73 \times 10^5$  km<sup>3</sup>/año reingresan como precipitaciones. La diferencia, aproximadamente  $4,0 \times 10^4$  km<sup>3</sup>/año, es la cantidad de agua dulce que los océanos aportan a los continentes.

La evaporación del agua desde humedales, lagos, ríos, humedad del suelo y evapo-transpiración de la vegetación asciende a  $7,3 \times 10^4$  km<sup>3</sup>/año mientras que las precipitaciones sobre los continentes suman  $1,13 \times 10^5$  km<sup>3</sup>/año. Parte de este flujo se infiltra para alimentar las capas de agua subterránea y la humedad del suelo. El resto escurre sobre la superficie y es colectada por los arroyos y los ríos, los que la vuelcan en los lagos o en el mar. Los ríos y las capas de agua subterránea devuelven al mar  $4,0 \times 10^4$  km<sup>3</sup>/año, con lo cual, las entradas y salidas de agua oceánica quedan balanceadas.

La importante reserva de agua subterránea circula a velocidades sumamente bajas a través de los acuíferos. Éstos son terrenos subterráneos, rocosos y permeables en donde se acumula y por donde circula el agua subterránea para drenar en las vertientes, fuentes, pozos, ríos, lagos y finalmente en los océanos.

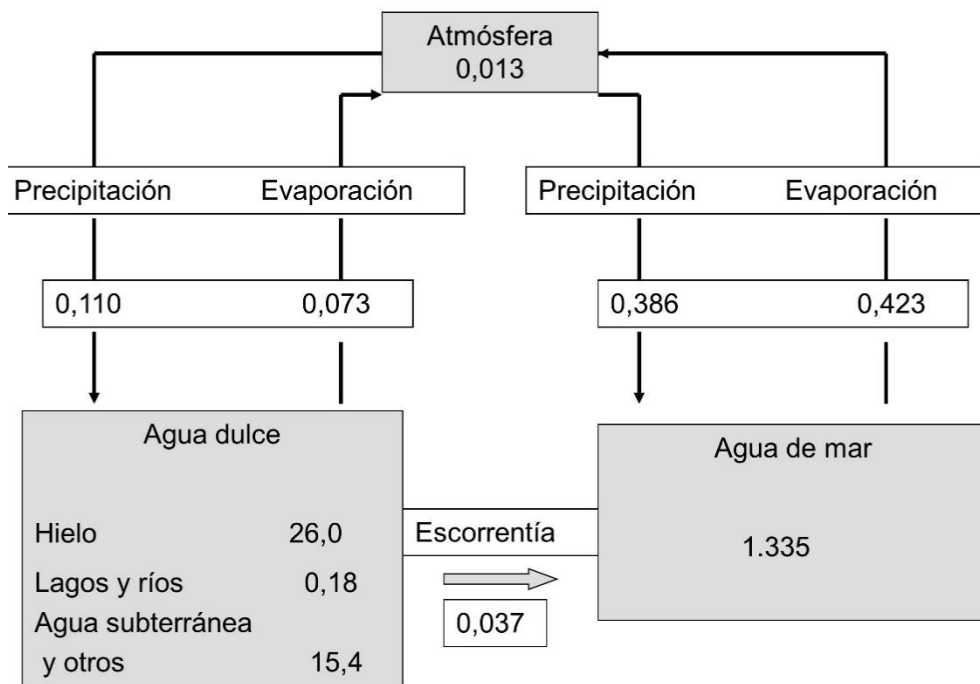
Una cantidad relativamente menor, pero de fundamental importancia, recicla en la biosfera a través de los procesos de fotosíntesis y descomposición de la materia orgánica. La vegetación y el ciclo del agua están intrínsecamente acoplados entre sí y con el ciclo del carbono, aunque estas interrelaciones no siempre son tenidas en cuenta en los modelos que tratan de evaluar el balance hídrico planetario. Existe un juego entre la disponibilidad de agua y el desarrollo de la cubierta vegetal: por un lado, el agua determina la distribución y el desarrollo de la vegetación terrestre, y por otro, la composición y distribución de la vegetación impacta en la evapo-transpiración y los volúmenes de escorrentía. Está ampliamente demostrado que una reducción de la cubierta forestal aumenta la escorrentía, disminuyendo la cantidad de agua eliminada por las hojas. Las diferencias en la escorrentía anual de los continentes están controladas no sólo por los volúmenes de las precipitaciones, sino también por la distribución geográfica de bosques perennes y caducifolios.

El tiempo de permanencia del agua en los diferentes reservorios es muy variable. La atmósfera renueva la totalidad de su contenido de agua casi cuarenta veces al año, (cada nueve días), mientras que para el agua subterránea se han estimado periodos que van desde 800 a 70.000 años.

Solamente una pequeña fracción del total del agua movilizada en el ciclo es "dulce" y de ésta, la mayor parte se encuentra en los hielos antárticos. Una cantidad muy baja, cuya estimación varía según los diferentes estudios (del 0,014% al 0,003%) del total del agua planetaria, es accesible para el consumo y constituye el "recurso hídrico". En la Figura VIII.4 se resumen los valores asociados al ciclo del agua.

El agua como sustancia química asombra por lo inesperado de sus propiedades, si se las compara con las que le corresponderían por ser el primero de la serie de los hidruros del Grupo VI o 16. En general, se espera que a lo largo de los Grupos 14, 15 y 16, los primeros hidruros sean gaseosos, los intermedios sean líquidos y los últimos sólidos, por lo que el agua debería ser gaseosa a temperatura ambiente. Si tratamos de entender las "rarezas" del agua sobre la base de la estructura molecular y el tipo de interacciones que de ella se derivan, dichas rarezas dejan de ser tales. Sin embargo, aún quedan aspectos por dilucidar, sobre todo en lo que respecta a la estructura del agua líquida y su comportamiento, con implicancias científicas, ambientales y tecnológicas.

Comentaremos a continuación algunas de las propiedades fisicoquímicas del agua y cómo impactan en las condiciones ambientales y en el desarrollo de la vida.



**Figura VIII.4.** Reservorios en  $10^6 \text{ km}^3$  y flujos en  $10^6 \text{ km}^3/\text{año}$  asociados al ciclo del agua y esquema correspondiente, de acuerdo con los datos de la Tabla VIII.1.

#### VIII.4. Propiedades fisicoquímicas del agua y consecuencias ambientales

##### VIII.4.1. La estructura de la molécula de agua: simple pero no tanto

Dadas las configuraciones electrónicas del oxígeno,  $1s^2 2s^2 2p^4$ , y del hidrógeno,  $1s^1$ , la molécula de agua, formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, suele describirse mediante cuatro pares de electrones en orbitales híbridos  $sp^3$ , dos de los cuales pertenecen al oxígeno y los otros dos corresponden a las uniones O-H. La molécula resultante es isoelectrónica (igual número de electrones) con el gas noble neón.

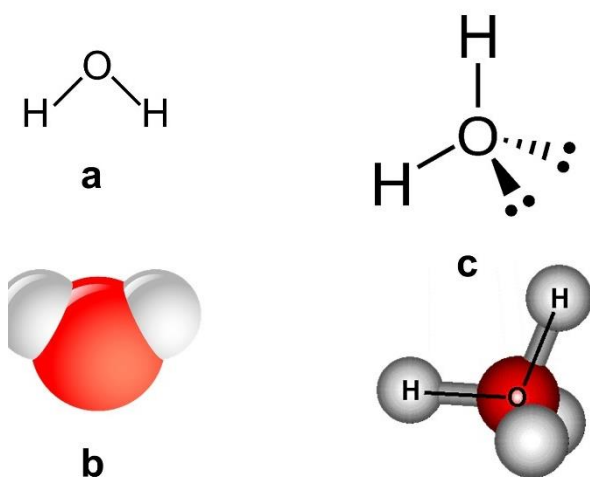
La distribución espacial de los orbitales  $sp^3$  determina que la molécula de agua sea angular, con el oxígeno en el vértice y los hidrógenos ubicados formando un ángulo de  $106^\circ$ . Debido a que el átomo de oxígeno tiene mayor electronegatividad que el átomo de hidrógeno, la molécula posee una distribución desigual de carga eléctrica: sobre la región próxima al oxígeno existe un exceso significativo de carga negativa y sobre los hidrógenos un déficit de dicha carga, vale decir, una fracción residual de carga positiva. Decimos entonces que se trata de una molécula fuertemente polar. Además, hay que tener en cuenta que el oxígeno posee dos pares de electrones no compartidos cuyos orbitales ocupan lugar en el espacio, por lo que una representación más realista de la

molécula de agua es la que ubica al oxígeno en el centro de un tetraedro, con los hidrógenos en dos de los vértices y un par electrónico en cada uno de los otros dos. En un tetraedro perfecto, el ángulo entre los hidrógenos debería ser 109,47°, pero en el agua ese valor es algo menor. En la Tabla VIII.2 se indican distancias y ángulos de enlace de las moléculas de agua según el estado de agregación y en Figura VIII.5 se muestran algunas de las formas usuales de representar la molécula de agua.

Los tres átomos que forman la molécula de agua no están juntos todo el tiempo, ya que los hidrógenos se intercambian entre las diferentes moléculas en el proceso de protonación – desprotonación, como vimos en el Capítulo VI.

| Estado de agregación del agua | Distancia de unión O-H / nm | Ángulo de enlace H-O-H (grados) |
|-------------------------------|-----------------------------|---------------------------------|
| Gas                           | 0,0957                      | 106°                            |
| Líquido                       | 0,0991                      | 106°                            |
| Hielo tipo I <sub>h</sub>     |                             | 104,47°                         |

**Tabla VIII.2.** Distancias de la unión covalente polar H-O y del ángulo de enlace en el agua según el estado de agregación. Los valores pueden cambiar ligeramente dependiendo del método de determinación, y si se trata de moléculas aisladas o de varias que interactúan. Las distancias están medidas en nanómetros. 1 nm = 10<sup>-9</sup> m.



**Figura VIII.5.** Modos más frecuentes de representar la molécula de agua. **a.** Diagrama de rayas que informa los elementos constituyentes y el carácter angular de la molécula. **b.** Estructura de esferas interpenetradas, que pretende dar una idea tridimensional de la molécula. Los colores son convencionales según el código CPK. El rojo indica oxígeno y el blanco, hidrógeno. **c.** La estructura de barras y esferas que enfatiza el carácter tetraédrico de la molécula al indicar la ubicación preponderante de los dos pares electrónicos no compartidos del oxígeno.

#### VIII.4.2. La unión puente hidrógeno en el agua

Tal como mencionamos en el Capítulo VII, la unión puente H es una interacción de naturaleza eléctrica, muy importante en la estructura espacial de los líquidos y los



sólidos. Se establece entre moléculas polares, que poseen en su constitución una o más uniones covalentes entre el hidrógeno y cualquiera de los tres átomos más electronegativos de la Tabla Periódica, flúor, oxígeno y nitrógeno. El átomo de H, deficiente en electrones, es atraído electrostáticamente por el par electrónico no compartido del átomo electronegativo de una molécula vecina, quedando al medio de dos átomos electronegativos. Por ejemplo, en el caso del ácido fluorhídrico, HF, el puente H puede representarse de la siguiente forma, F—H·····F—H, donde las líneas continuas indican uniones covalentes polares entre el hidrógeno y el flúor y la de puntos, la interacción electrostática entre el hidrógeno deficiente de electrones y un par de electrones no compartidos del flúor.

¿Cuál es la razón por la cual el H es el único átomo capaz de formar este tipo de puentes? El H carece de electrones internos, de modo que cuando se polariza la nube electrónica de las uniones H-F, H-O o H-N, el lado positivo del dipolo deja expuesta una fracción de carga positiva prácticamente desnuda. El tamaño pequeño del H facilita el acercamiento al par electrónico del átomo electronegativo de la molécula vecina, y la atracción electrostática dipolo – dipolo resultante es muy intensa.

Los casos más importantes de puente hidrógeno son los siguientes: (O—H·····O); (N—H·····N); (O—H·····N); (F—H·····N); (F—H·····O); y (F—H·····F). El primer caso se da en el agua y en el hielo, pero también en sustancias como los azúcares, los polisacáridos, proteínas y ácidos nucleicos. Los tres primeros casos de puente H antes mencionados son fundamentales para explicar la estructura las proteínas.

Las macromoléculas tienen la posibilidad de formar puentes H múltiples entre sus diferentes partes o entre varias de ellas empaquetadas adecuadamente. Esto explica, por ejemplo, la estabilidad de la celulosa, como discutimos en el Capítulo VII.

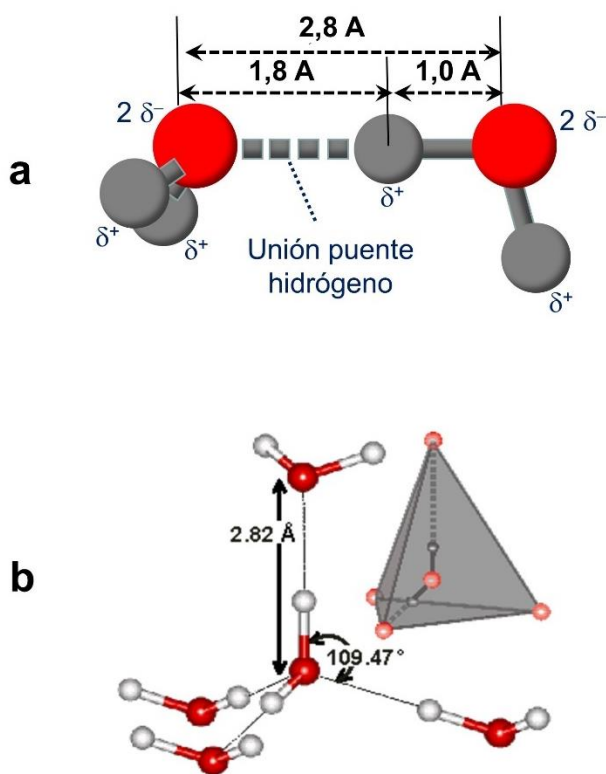
La *energía de unión o de enlace* es la mínima cantidad de energía requerida para romperla. En el caso de la unión covalente O—H de la molécula de agua, esta energía es  $463 \text{ kJ mol}^{-1}$  mientras que la energía involucrada en la unión puente H varía entre 20 y  $35 \text{ kJ mol}^{-1}$ . La intensidad de esta unión intermolecular es mucho menor que la de los enlaces químicos entre los átomos. Sin embargo, la interacción puente H es la fuerza intermolecular más intensa que se establece entre moléculas, Figura VIII.6a. Una interacción intermolecular típica basada en fuerzas de van der Waals es de alrededor de  $5,5 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Las fuerzas de van der Waals, atractivas, se establecen entre moléculas no iónicas, como consecuencia de las distorsiones fluctuantes de las nubes electrónicas. Decaen rápidamente con la distancia.

La energía de la interacción puente hidrógeno es máxima cuando los tres átomos O—H·····O están alineados. La distancia de la unión covalente O-H se ha estimado en

101 pm, mientras que la de puente H alcanza los 175 pm. (1 pm equivale a  $10^{-12}$  m).

Comparada con cualquier otro líquido, el agua contiene, por lejos, la mayor densidad de puentes hidrógeno.

Los efectos del puente H son sorprendentes. Para los hidruros del Grupo 14 ( $\text{CH}_4$ ,  $\text{SiH}_4$  y  $\text{GeH}_4$ ), que no forman puente hidrógeno, los puntos de ebullición crecen regularmente a medida que aumentan sus masas moleculares, siendo el  $\text{CH}_4$ , el que presenta el valor más bajo. No es el caso de los hidruros más livianos de los grupos 15, 16 y 17 ( $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{HF}$ ), cuyos puntos de ebullición resultan los más elevados de cada grupo. Esta “anomalía” indica la presencia de atracciones muy fuertes entre las moléculas consecuencia del puente H, por lo que se necesitan mayores cantidades de energía para que el líquido pase a la fase vapor.



**Figura VIII.6. a.** Esquema de la unión puente hidrógeno. **b** Una molécula de agua cualquiera, en el centro de un tetraedro, interactúa con otras cuatro, ubicadas en los vértices. Las distancias y los ángulos son fluctuantes, ya que la agitación térmica en el líquido tiende a desordenar las moléculas. Esas distorsiones ocurren también en el hielo, aunque en menor medida.

El agua presenta una característica única respecto a los demás hidruros: dado que el oxígeno del agua posee dos pares de electrones no compartidos y la molécula es angular, cada una puede unirse, mediante puentes H, a otras cuatro vecinas según un ordenamiento tetraédrico. La configuración es de doble donador-doble aceptor: cada molécula aporta dos protones a dos vecinas y acepta protones de otras dos, Figura VIII.6.b. De este modo, las uniones puente H en el agua, por ser tridimensionales, ordenan espacialmente las moléculas con una geometría particular, confiriendo al hielo y en menor

medida al agua, propiedades que no comparten con ninguna otra sustancia conocida. Las atracciones intermoleculares inciden en las energías de los cambios de fase, en las propiedades térmicas y en la variación de la densidad con la temperatura, como veremos más adelante.

El puente H es importante para árboles como las secuoyas, que superan los 100 m de altura, Figura VIII.7. El hecho de que el agua sea capaz de ascender desde el suelo hasta las hojas más altas fue un misterio por mucho tiempo, ya que el ascenso por capilaridad no puede superar los 10 m: la presión hidrostática de una columna de agua de esa altura equivale a la presión atmosférica. Las diferencias de presión osmótica pueden aportar ascensos modestos.

Hoy se sabe que a través de los vasos del xilema (tejido de conducción de agua, sales minerales y otros nutrientes desde la raíz hasta las hojas) el agua asciende desde las raíces, formándose un hilo continuo de moléculas unidas por puente H. Cada molécula resulta ser el eslabón de una cadena que va del suelo a la copa. Todas las plantas evapo-transpiran, es decir, pierden agua a través de los estomas, que son los orificios o poros presentes en el envés de las hojas, responsables también del intercambio de gases, oxígeno y dióxido de carbono.

Cuando una molécula de agua se evapora, otra molécula toma su lugar, dejando un vacío que succiona hacia arriba a todas las demás, de modo que una nueva molécula de agua ingresa desde la raíz. Del mismo modo que una cadena de eslabones suspendida no puede ser más larga que la capacidad del primer eslabón (el más alto) para soportar el peso de todos los demás, el largo del hilo de agua, y por lo tanto la altura máxima de los árboles, está determinada por la magnitud de la energía de la unión puente H. Este tema se discute en VIII.4.8. al hablar de tensión superficial.



**Figura VIII.7.** El agua asciende desde las raíces a las hojas más altas de las Secuoyas en función del puente hidrógeno. Parque Nacional Las Secuoyas, EE.UU.

El intervalo de temperaturas para el cual el agua pura es líquida,  $\Delta T = 100\text{ }^{\circ}\text{C}$  a presión atmosférica, es pequeño en relación con el de las sales iónicas y los metales, pero es relativamente grande comparado con el de otros líquidos moleculares, tal como se muestra en la Tabla VIII.3. En este caso el intervalo elevado es una consecuencia de las uniones puente H.

| Sustancia        | Temperatura de fusión / $^{\circ}\text{C}$ | Temperatura de ebullición / $^{\circ}\text{C}$ | Intervalo en estado líquido $\Delta T/^{\circ}\text{C}$ |
|------------------|--|--|---|
| agua             | 0  | 100  | 100   |
| metano           | -182,5                                     | -161,5   | 21  |
| cloruro de sodio | 801  | 1.465  | 664   |
| hierro           | 1.536                                      | 3.000  | 1.464   |

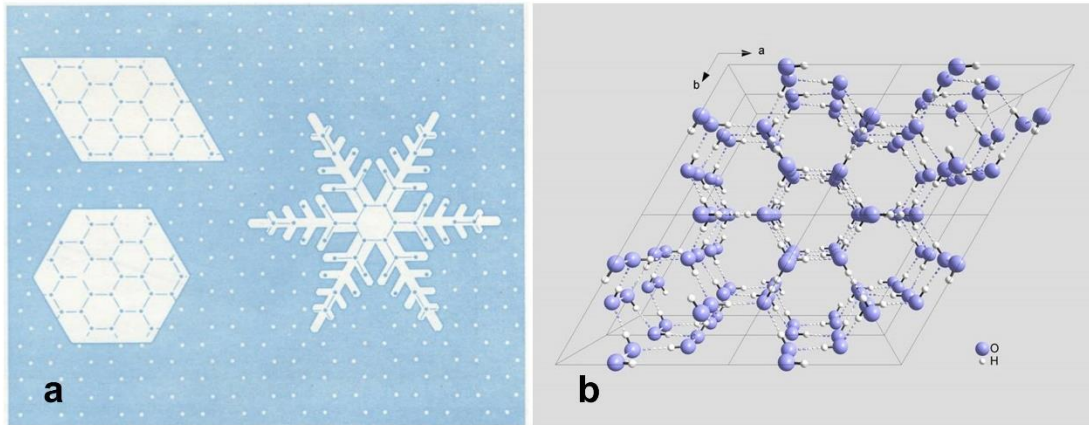
**Tabla VIII.3.** Intervalo de temperaturas para el estado líquido a presión atmosférica para el agua, un líquido molecular (metano), una sal iónica (cloruro de sodio) y un metal (hierro).

#### VIII.4.3. La estructura del hielo

Otra de las consecuencias de la distribución espacial de las moléculas por los puentes H es que el hielo, a las presiones de la superficie de nuestro planeta, adquiere estructura cristalina hexagonal, tal como se muestra en la Figura VIII.9.

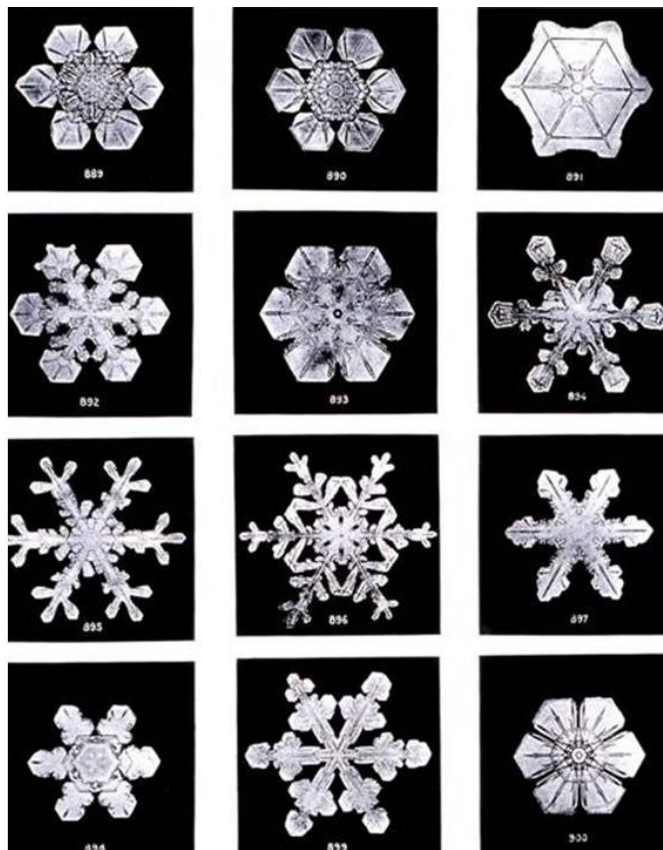


**Figura VIII.8.** La nieve sobre las hojas. Los cristales de nieve, aunque de variadas formas, poseen hábitos de cristalización bien definidos.

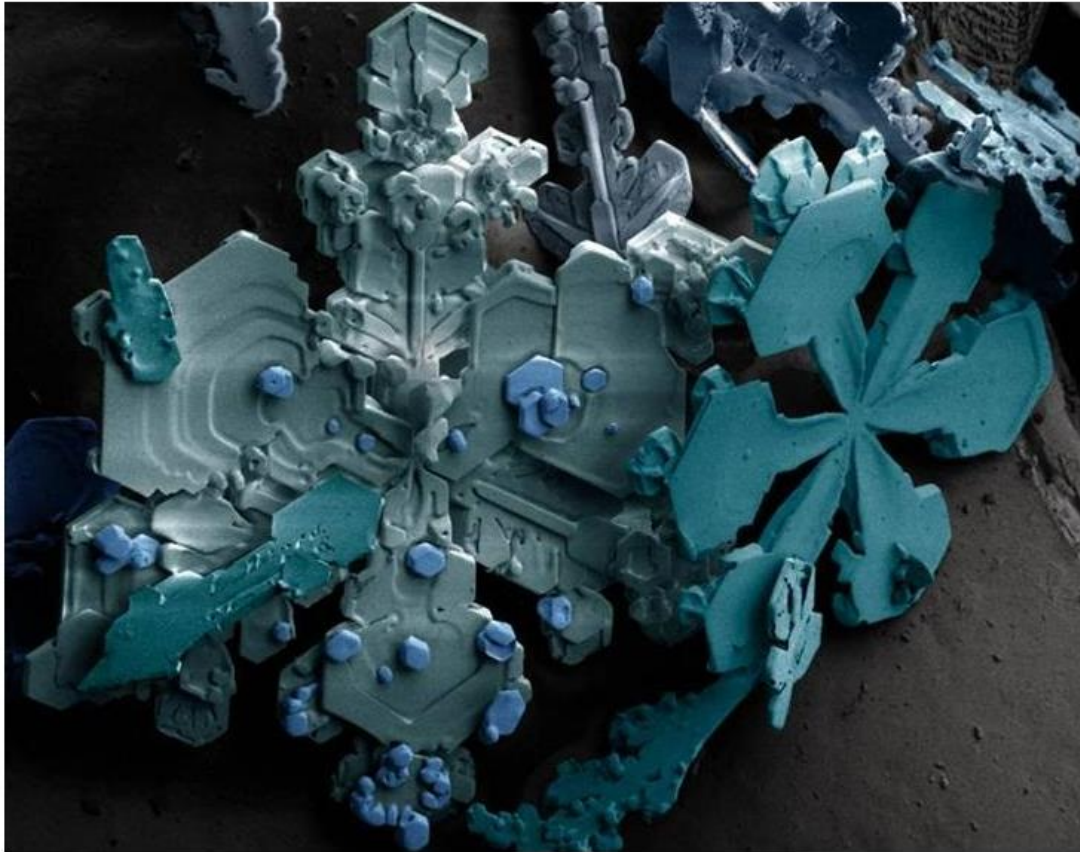


**Figura VIII.9.** a. Las estrellas de hielo se desarrollan sobre el patrón hexagonal. b. Modelos estructurales de hielo Ih. Vista a lo largo del plano [001].

Los cristales de nieve, aunque tienen formas muy variadas, siempre responden a este ordenamiento, Figura VIII.10. Como las estructuras cristalinas comienzan a partir de la celda unidad (arreglo cristalino de muy pocas moléculas), las estrellas hexagonales de hielo pueden detectarse en cristales microscópicos, como los que se muestran en la Figura VIII.11.



**Figura VIII.10.** Cristales de hielo de Wilson Bentley, un granjero que fotografiaba cristales de hielo como pasatiempo. Placa XIX de "Studies among the Snow Crystals" (Estudios entre los cristales de nieve) por Wilson Bentley, "The Snowflake Man" (El hombre de los copos de nieve) Annual Summary of the "Monthly Weather Review" 1902 (Sumario anual de los resúmenes mensuales del tiempo climatológico, 1902).



**Figura VIII.11.** La estructura del hielo se manifiesta aún en cristales microscópicos. Copos de nieve con un gran aumento obtenidos con un Microscopio de Barrido Electrónico (SEM) de baja temperatura. Los colores son falsos.

El hielo, gracias a su estructura hexagonal abierta, es menos denso que el agua y por lo tanto flota, Figura VIII.12.



**Figura VIII.12.** Hielo glaciar volcándose en las aguas del Lago Argentino en la provincia de Santa Cruz. Gracias a su estructura abierta, el hielo flota en vez de hundirse. Glaciar Viedma, Lago Argentino, El Chalten, Parque Nacional Los Glaciares, Santa Cruz, Argentina.

El hielo común o normal es el  $I_h$ . Bajo otras condiciones de presión y temperatura pueden formarse hasta quince formas cristalinas diferentes, de mayor densidad que el agua (el más denso es el hielo VII, con  $\delta = 1,66 \text{ g cm}^{-3}$ ) pero que no se los encuentra de forma natural en nuestro planeta. Suele designárselos con números romanos, hielo II, III, etc. Está también el hielo amorfo que se forma a muy bajas temperaturas, y cuya estructura es similar a la de un vidrio.

Cada vez que hablemos de hielo, nos referiremos al hielo  $I_h$ , salvo indicación en contrario.

#### *VIII.4.4. El diagrama de fases del agua*

Tal como discutimos en VII.3.2, un diagrama de fases es un gráfico de presión en función de temperatura donde se indican las zonas de estabilidad de cada fase pura: sólido, líquido, vapor y variedades alotrópicas. Las líneas que limitan las distintas zonas indican los valores de presión y temperatura donde coexisten dos fases en equilibrio dinámico.

La Figura VIII.13 muestra un diagrama de fases del agua. La representación es cualitativa y no se indican las variedades alotrópicas del hielo por simplicidad. La línea horizontal correspondiente a la presión de 1 atmósfera (1,013 bar o 1013,25 hPa) corta las líneas de equilibrio sólido-líquido y líquido-vapor a las temperaturas normales de fusión,  $T_f = 0^\circ \text{ C}$ , y de ebullición,  $T_{eb} = 100^\circ \text{ C}$ .

##### *VIII.4.4.1. Equilibrio sólido – líquido*

La característica más sobresaliente del diagrama de fases del agua es que la rama correspondiente al equilibrio sólido-líquido tiene pendiente ligeramente negativa. Tal como se deduce de consideraciones termodinámicas, esto implica dos fenómenos importantes: el hielo flota en el agua (es menos denso a igual temperatura) y la temperatura de fusión disminuye con el aumento de la presión.

##### *VIII.4.4.2. Agua sobreenfriada*

Bajo ciertas condiciones, un líquido que se enfría lentamente puede no congelarse al alcanzar el punto de fusión, sino hacerlo recién cuando la temperatura ha descendido varios grados por debajo de dicho punto. El agua líquida a  $T < T_f$  se denomina sobreenfriada, y está en un estado de equilibrio metaestable. Se la encuentra naturalmente en las nubes frías, como discutiremos después. Para que se inicie la cristalización es necesario que se agrupe un número mínimo de moléculas en fase

cristalina, conocido como núcleo de cristalización. Las impurezas o las imperfecciones de las paredes del recipiente pueden comportarse como sitios equivalentes a los núcleos de cristalización y desencadenar la formación masiva de hielo a partir del agua sobreenfriada. Bajo condiciones controladas, el agua sobreenfriada puede existir hasta por debajo de  $-30^{\circ}\text{C}$  y es muy importante en las nubes.

El hielo, sin embargo, siempre funde al alcanzar la temperatura  $T_f$ , ya que no existe algo como el “sólido sobrecalentado”. Esto se debe a que cuando la temperatura de la fase sólida se acerca a  $T_f$ , el hielo está recubierto de una capa de agua líquida de pocas moléculas de espesor. Los efectos más notables de esta capa se discuten en VIII.4.4.7.

#### VIII.4.4.3. El Punto Triple

El punto triple del diagrama indica las condiciones de temperatura y de presión en las que coexisten las tres fases del agua en equilibrio:  $0,0099^{\circ}\text{C}$  y  $611,73\text{ Pa}$  o  $0,00608\text{ bar}$ , considerablemente más baja que la presión atmosférica. Es un punto fijo, ya que mínimas variaciones de temperatura o de presión son suficientes para producir el cambio de fase. En el punto triple, la temperatura de fusión del hielo y la de ebullición del agua coinciden. Existen otros puntos triples que se establecen entre las diferentes variedades alotrópicas del hielo, pero no ocurren bajo las condiciones ambientales de nuestro planeta.

#### VIII.4.4.4. Equilibrio líquido – vapor

El equilibrio de agua líquida con su vapor queda determinado por la línea de separación entre las fases respectivas. A medida que aumenta la temperatura, la presión de vapor de equilibrio también aumenta. El aumento de presión prácticamente no modifica la densidad del agua, puesto que los líquidos son poco compresibles. No ocurre lo mismo con el vapor, que incrementa su densidad hasta que se iguala a la del líquido, y la superficie de separación entre ambas fases desaparece, situación que define el *punto crítico del agua*.

#### VIII.4.4.5. El Punto Crítico

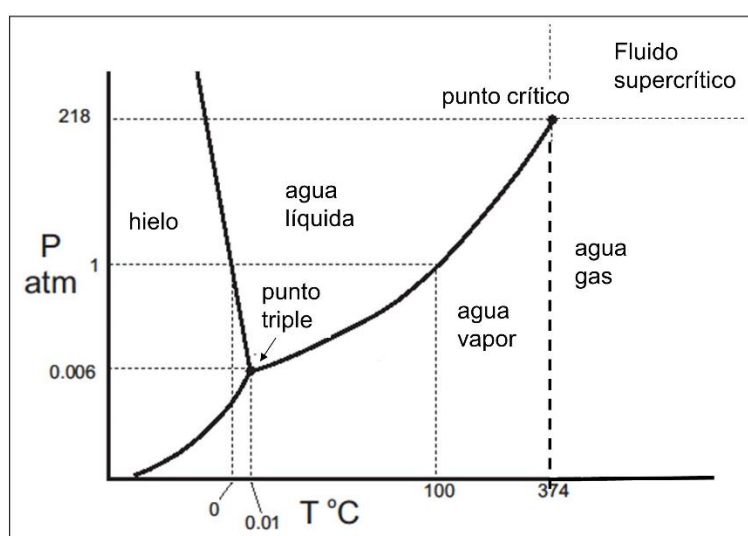
Los valores de *presión crítica*  $P_c = 22,12\text{ MPa}$  o  $218,3\text{ atm}$  y de *temperatura crítica*  $T_c = 373,99^{\circ}\text{C}$  definen el punto crítico del agua. Es el punto final de la rama líquido-vapor, ya que estas fases no pueden existir en equilibrio a presiones y temperaturas mayores. Al igualarse las densidades del líquido y del gas, sólo tenemos una fase posible,



el fluido supercrítico, cuya densidad es de  $0,469 \text{ g cm}^{-3}$ . Los fluidos supercríticos poseen propiedades muy interesantes: viscosidad y tensión superficial muy bajas y altos coeficientes de difusión. De estas propiedades se derivan importantes aplicaciones tecnológicas.

Los fluidos supercríticos son particularmente útiles en los procesos de extracción de solutos en muestras complejas, como los alimentos. Pueden disolver como los líquidos, y se eliminan como un gas. Así se evita el uso de la técnica de extracción líquido-líquido por solventes orgánicos, generalmente muy contaminantes.

Por debajo de  $T_c$  y  $P_c$  existe el equilibrio entre el líquido y el vapor, y éste puede licuarse a temperatura constante por compresión.



**Figura VIII.13.** Diagrama de fases del agua. Las líneas corresponden a las condiciones de presión y temperatura compatibles con los equilibrios hielo-vapor, hielo-agua líquida, y vapor-agua líquida. Los espacios entre líneas marcan las zonas de estabilidad de las fases. El gráfico no está a escala para acentuar el carácter negativo de la pendiente de la rama hielo-agua líquida.

#### VIII.4.4.6. Fusión del hielo por presión

Se ha discutido ampliamente en la literatura científica la propiedad del hielo de disminuir su temperatura de fusión por aumento de presión, contrariamente a lo que ocurre con la mayoría de los demás sólidos. De acuerdo con la pendiente negativa del diagrama de fases para el equilibrio sólido-líquido del agua, que es de  $1347,7 \text{ bar K}^{-1}$ , la temperatura de fusión del hielo disminuye  $0,0072^\circ\text{C}$  por cada bar adicional de presión aplicada. También suele informarse el valor recíproco de la pendiente,  $7,42 \times 10^{-3} \text{ K bar}^{-1}$  o  $7,42 \times 10^{-8} \text{ K Pa}^{-1}$ . Esta disminución de la temperatura de fusión con el aumento de la presión no ocurre indefinidamente: la temperatura mínima a la que puede existir agua

líquida es  $-21,985^{\circ}\text{C}$ , y para eso la presión debe aumentar hasta 209,9 MPa, casi 2100 bar. Si a esta temperatura la presión aumenta por encima de ese valor, el agua se solidifica bajo alguna de las otras formas alotrópicas del hielo.

#### *VIII.4.4.7. ¿Por qué es resbaladizo el hielo?*

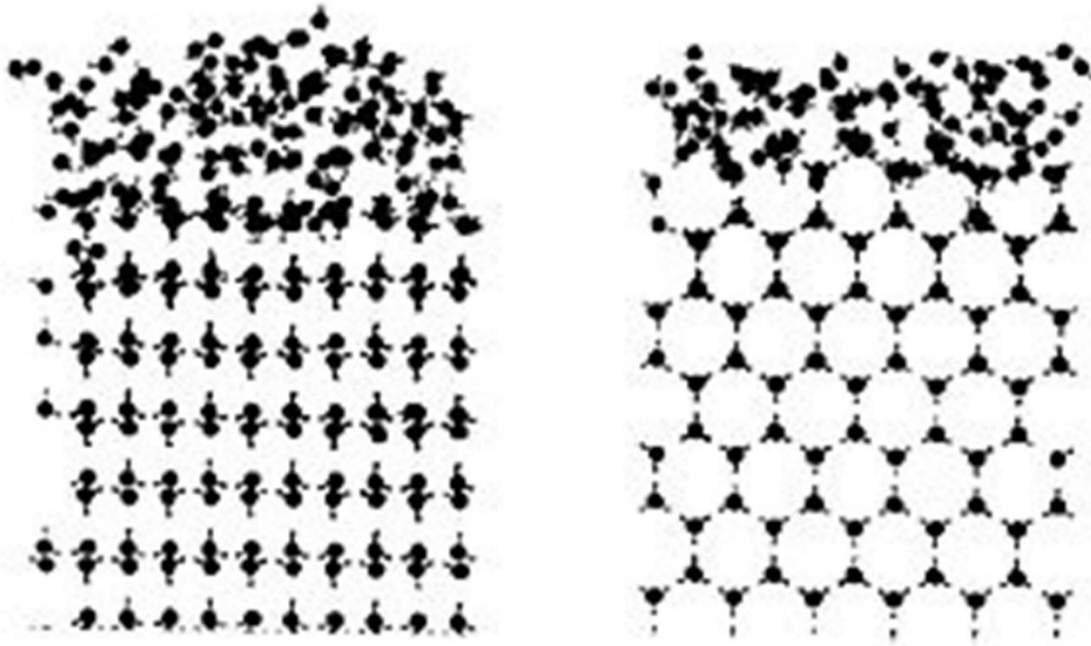
El hielo es resbaladizo por la misma razón que lo es cualquier superficie mojada: porque está cubierto de una delgadísima capa de agua líquida o cuasi líquida, aunque su temperatura esté bastante por debajo de la temperatura de fusión. Éste es un clásico efecto de superficie. La estructura del hielo colapsa al llegar a las capas moleculares más externas, por carecer de otras moléculas por encima de ellas que ejerzan su efecto ordenador, tal como lo hacen en el seno del cristal. Las últimas capas moleculares se transforman en una película semilíquida y líquida, aunque el seno del hielo, la superficie y los alrededores estén a la misma temperatura. Es un efecto parecido al que ocurre en la superficie de los líquidos y es responsable de la tensión superficial, ver VIII.3.8. El espesor de la capa líquida aumenta rápidamente a medida que la temperatura se acerca al valor de fusión normal, como pudo demostrarse por Resonancia Magnética Nuclear. Mediante Microscopía de Fuerza Atómica (AFM), Astrid Doppenschmidt y Hans Jurgen Butt midieron el espesor de la capa de líquido sobre el hielo. Los resultados fueron 12 nm a  $-24^{\circ}\text{C}$  y 70 nm a  $-0,7^{\circ}\text{C}$ . La formación de la capa cuasi líquida comenzaría a alrededor de  $-33^{\circ}\text{C}$ .

En la Figura VIII.14 se muestra un modelo molecular para dos orientaciones cristalográficas del hielo, obtenido por simulación computacional promediando las posiciones relativas de las moléculas durante 10 ps, a una temperatura de 8 K por debajo de  $T_f$ . Sobre la superficie cristalina del hielo puede observarse la presencia de una capa de estructura desordenada, propia de los líquidos, cuyo espesor depende de la estructura cristalográfica subyacente y de la temperatura. Cuanto más se acerca  $T$  a  $T_f$  mayor es el número de capas moleculares involucradas en la capa cuasilíquida.

La presencia de la capa cuasilíquida hace disminuir el coeficiente de fricción del hielo, lo que permite, por ejemplo, patinar sobre hielo a temperaturas bajo cero, incluso por debajo de  $-20^{\circ}\text{C}$ .

La capa cuasi-líquida explica la alta adhesividad de las superficies de hielo. Si dos superficies de hielo se ponen en contacto, las respectivas capas cuasilíquidas pierden su carácter superficial, quedan incluidas en el seno del hielo y se acomodan según la estructura del cristal: ambos trozos quedan unidos. Este efecto facilita la compactación de la nieve, por lo que es posible armar muñecos de nieve siempre que la temperatura no baje más allá de los  $30^{\circ}\text{C}$  bajo cero.

A temperaturas por debajo de  $-33^{\circ}\text{C}$ , la capa de agua líquida desaparece y se transforma en hielo amorfo depositado sobre el hielo cristalino. Esto pudo ser comprobado por Robert Falcon Scott en su trágica expedición al Polo Sur de 1910-1913. El jefe científico de la expedición, Edgard A. Wilson describió que a  $-46^{\circ}\text{C}$  la nieve adquiere la consistencia de la arena. No se pueden hacer muñecos ni bolas de nieve a esa temperatura, y los patines o los trineos, en lugar de deslizarse, quedan atascados.



**Figura VIII.14.** Esquema molecular de la región superficial del hielo obtenida por simulación para dos orientaciones cristalográficas. La estructura desordenada propia de los líquidos aparece en la superficie a temperaturas por debajo de la temperatura de fusión. Los círculos sólidos son los átomos de oxígeno y los puntos pequeños son los de hidrógeno. (Simulaciones de dinámica molecular de Furukawa y Nada, 1997).

Cabe aclarar que el carácter resbaladizo del hielo nada tiene que ver con su capacidad de fundirse por presión, como erróneamente se indica en muchos libros. Este comportamiento no es privativo del hielo, sino que ocurre con todos los sólidos cristalinos en las cercanías de su punto de fusión. En un planeta donde la presión atmosférica estuviera por encima de 5 bar y la temperatura ambiente superara los  $-57^{\circ}\text{C}$  (condiciones del punto triple del dióxido de carbono  $\text{CO}_2$ ), los habitantes de tan extraño lugar podrían patinar sobre el hielo de  $\text{CO}_2$  (que ya no sería seco) a pesar de que la pendiente de la rama de equilibrio sólido – líquido del  $\text{CO}_2$  es positiva. Bajo esas condiciones de presión y temperatura sería imposible patinar sobre hielo de agua.

Se han hecho evaluaciones sobre la presión ejercida sobre el hielo por la cuchilla de los patines, esperando que el valor fuera lo suficientemente alto como para fundir una formar una capa líquida por debajo. Sin embargo, cualquier una persona que pretendiera caminar con zapatos comunes sobre un lago congelado se resbalaría también. En el mejor de los casos, el descenso del punto de fusión del agua por la presión, generalmente sobreestimada, de un patinador adulto alcanzaría a los  $-3,5^{\circ}\text{C}$ . ¿Cómo explicar entonces los patinajes sobre lagos helados de los niños pequeños a temperaturas de  $-20^{\circ}\text{C}$  y aún menores? Una moneda, una piedra pequeña, cualquier objeto liviano, resbala sobre el hielo sin necesidad de ejercer una presión elevada. En algunos textos se ha apelado al calor derivado de la fricción, pero estas explicaciones no son satisfactorias. Cuando alguien intenta caminar lentamente sobre el hielo con zapatos comunes, se resbala. En ese caso, el calor por fricción no es significativo. Ver Figura VIII.15.



**Figura VIII.15.** Patinando. Esta cromolitografía muestra una multitud patinando sobre hielo. Acuarela de Henry Sandham.

#### VIII.4.5. La coexistencia de los estados de agregación del agua

Uno de los comportamientos típicos del agua es la posibilidad de existir en más

de un estado de agregación, y de cambiar de uno a otro en un intervalo de presiones y temperaturas accesibles en los diferentes ambientes de nuestro planeta. Se trata de una coincidencia energética: las condiciones térmicas de la superficie terrestre se ajustan a las propiedades de las moléculas de agua y su particular manera de interactuar por puente H. A su vez, varias de estas condiciones térmicas planetarias son, al menos en parte, consecuencia de que el agua exista en sus tres estados. La dinámica de los océanos, los casquetes polares y las nubes son el gran motor del clima que regula la temperatura de la Tierra. A su vez, la temperatura de la Tierra regula los intercambios entre los océanos, los casquetes polares y las nubes.

En la fotografía de la Figura VIII.16, tomada en los mares del sur, cerca de la Península Antártica en un día nublado, se ven grandes bloques de hielo (estado sólido) flotando en el agua líquida. Es un error común decir que las nubes son de vapor de agua. El vapor de agua disuelto en el aire es una solución verdadera, y por lo tanto es completamente homogénea y transparente. Las nubes están formadas por pequeñas gotitas de agua líquida y diminutos cristales de hielo suspendidos en el aire. El vapor es también uno de los componentes de las nubes, pero no lo vemos. También la niebla, o el vapor condensado en el cuarto de baño están formados por gotitas muy pequeñas de agua líquida en suspensión, mezcladas con vapor de agua invisible.



**Figura VIII.16.** Coexistencia de los tres estados de agregación del agua. Sólido en la nieve y el hielo de las montañas, en los témpanos y en las nubes más altas; líquido en el mar y en las nubes, gaseoso en el aire (no visible). Océano Antártico.

Otras sustancias, como el metano,  $\text{CH}_4$  y el dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$  pueden existir como sólido, líquido y gas, pero las condiciones de presión y temperatura para que esto ocurra no se encuentran de modo natural en la superficie terrestre. La presión mínima necesaria para que el  $\text{CO}_2$  pueda existir como líquido es de alrededor de cinco veces la presión atmosférica a nivel del mar, por lo que solamente podremos tener el

sólido o el gas, con ausencia total de la fase líquida. De allí el nombre de “hielo seco”.

*La presencia de agua en los tres estados de agregación surge del ajustado balance entre las características astronómicas de la Tierra y las propiedades químicas de la molécula de agua.*

#### VIII.4.6. Propiedades térmicas, únicas e insustituibles

Las propiedades térmicas del agua, capacidad calorífica, calor de fusión y de evaporación, reflejan otro aspecto supuestamente “anómalo” del agua: sus valores son muy elevados si se los compara con los de otros compuestos moleculares. Esto es consecuencia del puente H que, al aumentar la cohesión entre las moléculas, hacen necesarias cantidades mayores de energía para cambiar los estados de agregación.

La *capacidad calorífica* es la cantidad de calor necesaria para aumentar la temperatura de un mol de agua en 1°C o 1 K. La capacidad calorífica del agua líquida a presión constante,  $C_p(L) = 75,2 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ , es el doble de las capacidades caloríficas del hielo y del vapor. Suele denominarse calor específico a la capacidad calorífica referida a la masa de 1 g de agua:  $C_p(L) = 4,19 \text{ J g}^{-1} \text{ K}^{-1}$ . El valor de la capacidad calorífica del agua se ubica en el cuarto lugar, después del hidrógeno, el helio y el amoníaco.

El calor de fusión o entalpía de fusión  $\Delta H_F$  es la cantidad de energía requerida para fundir, a presión constante, un mol de hielo a la temperatura normal de fusión, 0°C.  $\Delta H_F = 5,98 \text{ kJ mol}^{-1}$ . El calor de fusión específico es  $\Delta H_F = 339 \text{ J g}^{-1}$ .

El calor de vaporización a presión constante o entalpía de vaporización  $\Delta H_V$  es la energía necesaria para vaporizar 1 mol de agua a su temperatura normal de ebullición, 100°C,  $\Delta H_V = 40,5 \text{ kJ mol}^{-1}$  y el calor de vaporización específico es  $\Delta H_V = 2,260 \text{ kJ g}^{-1}$ . Es el mayor valor encontrado para cualquier sustancia conocida.

Ambos,  $C_p(L)$  y  $\Delta H_V$  son muy grandes, por lo que es relativamente difícil modificar la temperatura de una masa de agua y también evaporarla. Por otra parte,  $\Delta H_F$  solamente alcanza al 15% del valor de  $\Delta H_V$ , lo cual indica que el agua líquida se parece más al sólido que al vapor. Conserva un alto grado de ordenamiento molecular, que se rompe al llegar al punto de ebullición. Si bien el calor de fusión es mucho más pequeño que el calor de vaporización, es un valor alto si se lo compara con los de otros sólidos moleculares.

Las cantidades de calor absorbidas cuando el agua se calienta en un dado intervalo de temperaturas es exactamente igual que las que se desprende cuando se enfría en el mismo intervalo, para retornar a la temperatura inicial. Otro tanto ocurre con el calor involucrado en la evaporación y condensación de una misma masa de agua.

Las propiedades térmicas indican la cantidad de energía que el agua en sus tres estados puede intercambiar con los alrededores, de lo que resulta que esta sustancia es un excelente regulador térmico no sólo para los animales y las plantas sino también para el clima del planeta, fundamentalmente por efecto de los océanos, los casquetes polares y las nubes. Esto ocurre a través de una serie de mecanismos complejos, algunas de cuyas consecuencias podrían resumirse como sigue:

- La elevada capacidad calorífica es la propiedad térmica más destacable del agua líquida. Cuando ésta se calienta durante el día, la cantidad de calor absorbida es aproximadamente cinco veces mayor que la que absorbe igual masa de suelo seco para producir la misma variación de temperatura. Durante la noche, cuando refresca, el océano amortigua los cambios térmicos en las zonas próximas a los cuerpos de agua ya que libera cantidades de calor mucho mayores que el suelo o el aire para producir el mismo descenso de temperatura. Por ejemplo, un cálculo simple permite estimar que, si la temperatura del agua desciende en promedio  $0,1^{\circ}\text{C}$  hasta un metro de profundidad, el aire en contacto con ella absorbe el calor liberado, el que produce un aumento de temperatura de  $10^{\circ}\text{C}$  en una capa de treinta metros de espesor. Esto explica los climas benignos de las regiones costeras.
- Los seres vivos poseen altos contenidos de agua. La elevada capacidad calorífica de este líquido contribuye a la regulación térmica corporal, y el elevado calor de vaporización dificulta la deshidratación, además de proveer un eficiente mecanismo de refrigeración a través de la transpiración.
- Las corrientes marinas ecuatoriales distribuyen el calor hacia las zonas más frías del planeta. La Corriente del Golfo, que parte del Golfo de México y se dirige hacia el Mar del Norte, según Franks<sup>7</sup>, tiene un ancho aproximado de 150 km, una profundidad de 500 m, y transporta  $100\text{ km}^3$  de agua por hora desde el ecuador hacia el norte de Noruega, donde la temperatura es  $20^{\circ}\text{C}$  más baja. Esta

---

<sup>7</sup> Ver bibliografía.

diferencia de temperatura hace que el agua de la corriente, al enfriarse, transfiera al aire una cantidad de calor equivale a  $5 \times 10^{13}$  kJ km<sup>-3</sup>. La energía liberada es tan grande que sería necesario quemar 175 millones de toneladas de carbón para generar una cantidad de calor equivalente<sup>8</sup>. Gracias a este aporte térmico, el archipiélago británico y los países escandinavos no están cubiertos de hielo, como Groenlandia, a la misma latitud, pero más alejada de la influencia de esta corriente. Por provenir de la zona ecuatorial donde la evaporación es mayor, las aguas de la corriente del Golfo tienen una mayor salinidad y por lo tanto mayor densidad con respecto al promedio. Al alcanzar latitudes septentrionales, el agua se enfría y se hunde, circulando en profundidad nuevamente hacia la zona ecuatorial donde asciende y cierra el ciclo de circulación halina. Este mecanismo se ve perturbado por el cambio climático, ya que la mayor fusión de los hielos polares aporta agua dulce al mar, contrarrestando el efecto salino de las aguas de la corriente del Golfo.

- La evaporación en las superficies oceánicas es más importante que sobre los continentes, excepto en las selvas tropicales donde, a igualdad de superficie, la evapo-transpiración de la selva es comparable con la evaporación oceánica. Por ser tan grande el calor absorbido por el cambio de fase del agua, una parte importante de la energía que llega del Sol a la superficie del planeta se consume en la evaporación desde los océanos, evitando que los trópicos se caldeen demasiado.
- Otro efecto importante sobre el clima es que el agua transporta calor desde las zonas más cálidas hacia regiones más frías. El agua que se evapora en el ecuador es arrastrada por el viento hacia latitudes mayores. El encuentro con aire a temperaturas más bajas hace que se condense en forma de lluvia, con lo que devuelve la cantidad de calor previamente absorbida. Gracias al agua, el ecuador no es tan cálido y las zonas de latitudes altas no son tan frías.

Como consecuencia de los puntos anteriores la corteza se calienta y se enfría más rápidamente que el mar, por lo cual éste actúa como un "retardador" de los cambios de temperatura. Las variaciones térmicas entre el día y la noche o entre el verano y el invierno en las zonas costeras son menores que las que cabría esperar en ausencia

---

<sup>8</sup> Otros autores presentan cifras un tanto diferentes de las de Franks, aunque también dan cuenta de enormes cantidades de calor transportado desde el Ecuador hacia el Polo Norte.



de agua, tal como ocurre en el interior de las grandes masas continentales, o en los desiertos extremos como el Sahara, donde la temperatura durante el día puede superar los sesenta grados y caer bajo cero durante la noche.

Otro aspecto muy importante es que los cambios de fase transcurren a temperatura constante. Así, cuando a un trozo de hielo que está a varios grados bajo cero se le entrega calor, su temperatura aumenta hasta alcanzar el punto de fusión. A partir de ese momento el sistema continúa absorbiendo calor, pero sin que la temperatura aumente: toda la energía térmica se invierte en romper las uniones puente hidrógeno en el hielo. Recién cuando todas las moléculas del sólido hayan pasado a la fase líquida, frente a una nueva entrega de calor, la temperatura ascenderá de acuerdo con su capacidad calorífica. Otro tanto puede decirse del resto de los cambios de estado progresivos, vaporización y sublimación, y de los regresivos, solidificación, condensación y sublimación inversa, ver IV.6. La fusión de los hielos polares y la evaporación del agua oceánica actúan como excelentes reguladores del clima.

#### *VIII.4.7. La “extraña” variación de la densidad del agua con la temperatura*

La densidad del agua es atípica principalmente en lo referente a su variación con la temperatura. Los líquidos se contraen al enfriarse, y otro tanto hace el agua. Pero cuando el agua líquida alcanza los 4°C y sigue enfriándose, ocurre un fenómeno sorprendente: en vez de continuar la contracción, comienza a expandirse. Por lo tanto, la densidad disminuye, hasta que sufre una brusca caída al pasar de la fase líquida a la fase sólida. Así se explica una de las propiedades más singulares del hielo: flota en el agua. En la mayoría de las sustancias el sólido es más denso que el líquido a la temperatura de fusión, y se hunde. El hecho de que el hielo sea menos denso que el líquido, y que la densidad del agua dulce pura disminuya, tanto por debajo como por encima de 4°C, trae aparejado importantes consecuencias:

- Al flotar el hielo sobre el agua, en las regiones de fríos intensos, los ríos y lagos de agua dulce se congelan en su superficie y no en el fondo, permitiendo la vida por debajo de la cubierta de hielo.
- En las regiones frías, a medida que avanza el otoño, el agua de las capas superiores de los lagos se enfría paulatinamente, y al alcanzar los 4°C se hunde. Cuando todo el cuerpo de agua está a 4°C, el agua superficial se sigue enfriando por debajo de 4°C, disminuye su densidad, y por lo tanto “flota” en la superficie. Es un caso de estratificación térmica vertical causada por el frío. En las regiones de inviernos rigurosos, los lagos se cubren de hielo, mal conductor del calor. Aunque

la temperatura del aire descienda a muchos grados bajo cero, la fauna acuática puede refugiarse en las aguas profundas a 4°C. Imaginemos qué ocurriría si el sólido fuera más denso que el líquido, como pasa con casi todos los demás compuestos: las aguas superficiales al congelarse se hundirían permanentemente, hasta que todo quedase completamente solidificado. De haber sido este el comportamiento del agua, la vida en nuestro planeta tal como la conocemos no habría prosperado.

- En la primavera y en el verano, en lagos y embalses, el agua superficial más caliente flota sobre la del fondo, sin que ambas capas se mezclen apreciablemente. Estamos nuevamente frente a un fenómeno de estratificación térmica vertical, ahora producto del calor. Cuando al comienzo del otoño la temperatura del agua se unifica, otro tanto hace la densidad. Por acción del oleaje las aguas de ambos compartimientos se mezclan, facilitando el intercambio de nutrientes: los minerales disueltos en las aguas profundas ascienden a la superficie, mientras que las aguas superficiales, ricas en compuestos orgánicos, descienden. Otro tanto ocurre con los gases del aire (oxígeno y dióxido de carbono) disueltos principalmente en el agua superficial y que alcanzan el fondo durante estos episodios de mezclado.
- El agua se dilata cuando se congela. Durante el día se infiltra en las grietas de las rocas y se congela durante la noche. La correspondiente dilatación contribuye a propagar las grietas y a fracturar el material rocoso, lo que es un factor importante en la disgregación de las rocas, fundamental para la formación de los suelos.

El efecto de máxima densidad a 4°C ocurre en el agua dulce, pero no en el agua de mar, cuya densidad aumenta a medida que la temperatura disminuye, sin pasar por un máximo, hasta la aparición de los primeros cristales de hielo. Si el hielo flota en el agua dulce, con mayor razón lo hace en el agua de mar, que es más densa en razón de las sales disueltas que contiene. Ver Figura VIII.17. El agua dulce tiene una densidad máxima de 1,0 g/cm<sup>3</sup>, y el agua de mar superficial alcanza, en promedio, 1,025 g/cm<sup>3</sup>.

El hielo que se forma a partir del agua de mar prácticamente no contiene sales disueltas, del mismo modo que las nubes producto de la evaporación oceánica están prácticamente limpias de sales. El congelamiento del agua de mar genera témpanos de agua dulce, ya que al ordenarse las moléculas en la red cristalina expulsan los iones salinos hacia el exterior. De este modo, la concentración salina y la densidad del agua que

rodea al hielo formado aumentan.

A raíz de esto el agua se hunde y se desencadena un movimiento vertical convectivo muy importante para la circulación del agua de mar.

El aumento de la fusión de hielos polares, como consecuencia del calentamiento global, vuelca grandes cantidades de agua dulce tanto en el Océano Ártico como en el Antártico. Estas masas de agua de fusión prácticamente carecen de sales, son menos densas que el agua marina y por lo tanto flotan por encima de ella. Este fenómeno, junto con otras causas, está alterando la circulación de algunas corrientes marinas.

Que el hielo sea capaz de flotar tanto en agua dulce como en agua salada ha tenido consecuencias evolutivas importantísimas para la biosfera. Las capas de hielo también preservan la vida marina incluso en los polos, debido a su flotabilidad y su capacidad de aislamiento térmico.



**Figura VIII.17.** Los témpanos de agua dulce flotan en el océano de aguas saladas. Océano Antártico.

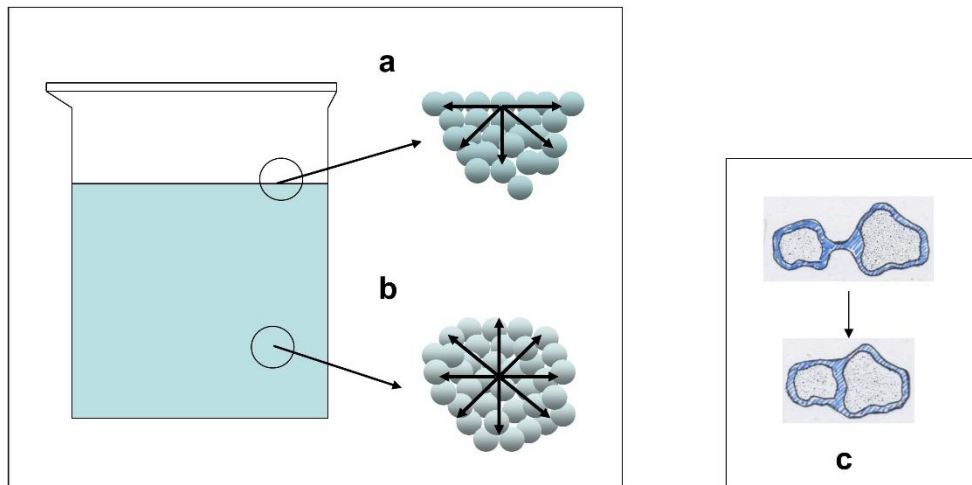
#### *VIII.4.8. La tensión superficial del agua*

La tensión superficial implica un exceso de energía por unidad de superficie en la interfase que separa dos líquidos inmiscibles, un líquido y un gas o un sólido con su propio líquido, como es el caso del hielo y la capa líquida que lo recubre, como discutimos en VIII.4.4.7. Una interfase es una región tridimensional que abarca varias capas moleculares a ambos lados del plano geométrico (la interfaz) que separa las dos fases.

Los valores de tensión superficial indicados en las tablas de bibliografía sin especificaciones adicionales se refieren a la interfase líquido-aire.

En el interior del líquido las fuerzas intermoleculares se ejercen en todas direcciones y por lo tanto se compensan. Las moléculas en la superficie sólo interactúan con las que están a los costados y por debajo de ellas, faltando las moléculas de arriba. Hay por lo tanto una resultante neta de fuerza dirigida hacia el interior, tal como se muestra en la Figura VIII.18. La presencia de estas fuerzas explica la cohesión del barro o de la arena mojada. La superficie tiende a un mínimo, por lo que los líquidos forman gotas esféricas, ligeramente deformadas por la gravedad. La esfera es el cuerpo de menor relación superficie/volumen.

*La tensión superficial de un líquido es la cantidad de energía necesaria para aumentar su superficie en una unidad de área.*



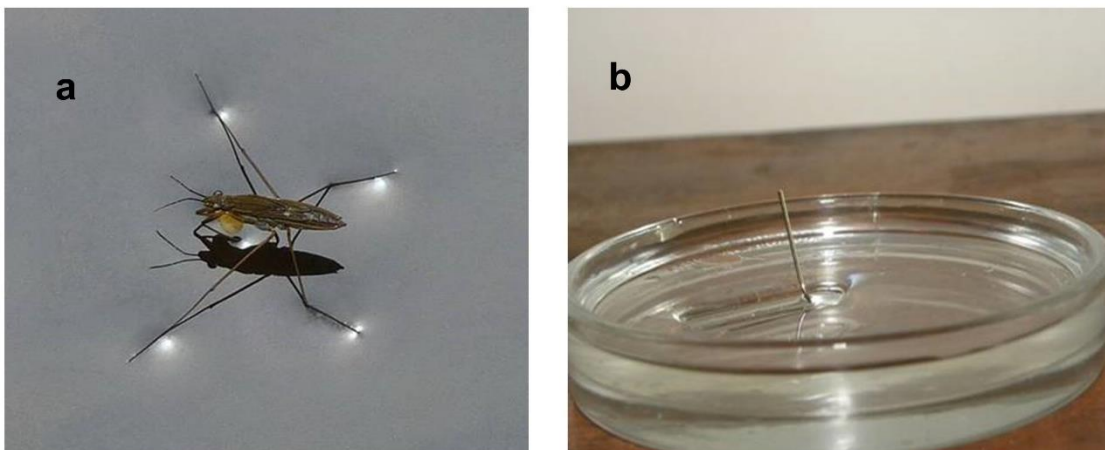
**Figura VIII.18.** Esquema de las fuerzas de interacción que operan sobre una molécula según se encuentre **a.** en el seno de un líquido, **b** en su superficie. **c.** Acción aglutinante del agua al mojar partículas de tierra, arena, etc. En seco, no se pueden hacer castillos de arena.

Dado el fuerte carácter polar de las moléculas de agua y su correlato, el puente H, sus interacciones atractivas son considerables y por lo tanto la tensión superficial es sorprendentemente alta en comparación con la de otros líquidos, con excepción del mercurio. En la Tabla VIII.4 los valores están indicados en milinewton por metro, mN/m, equivalente a milijoule por metro cuadrado, mJ/m<sup>2</sup>.

| Líquido         | Tensión superficial<br>mN / m |
|-----------------|-------------------------------|
| Mercurio        | 481,0                         |
| Agua            | 72,75                         |
| Aceite de oliva | 33,06                         |
| Benceno         | 28,85                         |
| Acetona         | 23,70                         |
| Etanol          | 22,75                         |
| Metanol         | 22,61                         |
| Éter etílico    | 17,01                         |

**Tabla VIII.4.** Tensión superficial de varios líquidos. Si se deja de lado el mercurio, el valor correspondiente al agua es marcadamente superior a los valores del resto de los líquidos.

La tensión superficial hace que floten en el agua ciertos objetos construidos con materiales más densos, si sus superficies son muy grandes con respecto a sus volúmenes. Es conocido que las moscas de agua se asientan sobre la superficie de ríos y lagos sin hundirse, Figura VIII.19.a. De igual forma, un ganchito para papeles se puede colocar con cuidado sobre una superficie de agua sin que se hunda, Figura VIII.19.b, pero bastará una minúscula gota de detergente para que rápidamente el ganchito caiga al fondo. Esto se debe a que el detergente es una sustancia tensioactiva, es decir, que disminuye la tensión superficial del agua.



**Figura VIII.19.** a. Las moscas de agua pueden desplazarse sobre la superficie del agua dada su tensión superficial. b. El acero es más denso que el agua, sin embargo, el ganchito flota también como consecuencia de la tensión superficial.

La tensión superficial se relaciona con la capacidad que tiene el agua de mojar algunas superficies –formar una película de agua superficial– y no mojar otras. En estos

casos se forman gotas adheridas pero no películas, lo que nos permite diferenciar, por ejemplo, una copa limpia de otra que está engrasada. Sobre la copa limpia el agua se escurre formando una película, mientras que, si tiene grasa, el agua forma gotitas sobre la superficie.

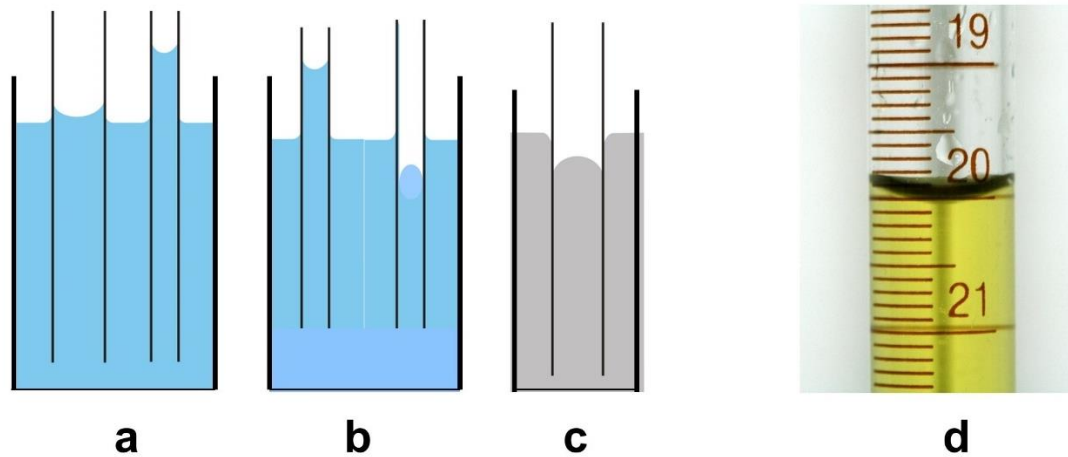
El papel, el algodón, el vidrio, el cuarzo y otros minerales se mojan, son hidrofílicos, mientras que la grasa, los plásticos y muchos materiales orgánicos de naturaleza hidrofóbica no lo hacen.

El agua moja las superficies hidrofílicas porque las fuerzas atractivas entre las moléculas de la superficie y las del agua –adhesión– son más intensas que las fuerzas de las moléculas de agua entre sí –cohesión–. Esto es lo que permite al agua ascender por pequeños tubos en contra de la gravedad, fenómeno conocido como *capilaridad positiva*.

En la Figura VIII.20.a se muestran dos capilares de vidrio de distinto diámetro sumergidos en agua. La capacidad del agua de ascender en tubos capilares es tanto mayor cuanto menor es el diámetro del tubo. Siempre que haya capilaridad positiva, los meniscos serán cóncavos. Si el agua no moja la superficie, como sería el caso del vidrio engrasado o el teflón, la cohesión supera a la adhesión y se observa un descenso capilar o capilaridad negativa. El mercurio presenta capilaridad negativa con respecto al vidrio. En la Figura VIII.20.b se esquematiza un capilar de vidrio y otro de teflón sumergidos ambos en agua, mostrando el ascenso y el descenso capilar respectivamente. En la Figura VIII.20.c el esquema indica un capilar de vidrio sumergido en mercurio. Tanto el capilar de teflón en agua como el de vidrio en mercurio presentan meniscos convexos, como corresponde a la capilaridad negativa.

El valor elevado de la tensión superficial del agua hace posible su ascenso hacia las hojas de las plantas a través de los pequeños capilares de las raíces y los tallos, aunque no más allá de los 10 m. En los árboles de mayor altura, la evaporación del agua desde las hojas “succiona” el agua de los capilares haciéndola ascender, en la medida en que el peso de la columna de agua no supere la fuerza cohesiva de puente H, tal como discutimos en VIII.4.2 y Figura VIII.7. La retención de agua en las partículas del suelo también es un fenómeno de capilaridad, de importancia fundamental para la vegetación.

La capilaridad negativa permite a las aves acuáticas sumergirse y nadar, prácticamente sin mojarse, ya que sus plumas, con una estructura que puede asemejarse a una red de capilares, están recubiertas de cera hidrofóbica. Figura VIII. 21.



**Figura VIII.20.** Esquemas de ascenso y descenso capilar. **a.** Dos capilares de vidrio de distinto diámetro sumergidos en agua. **b.** Un capilar de vidrio y otro de teflón sumergidos ambos en agua. **c.** Un capilar de vidrio sumergido en mercurio. **d.** Fotografía del menisco en una solución acuosa en una bureta de vidrio.



**Figura VIII.21.** Las aves acuáticas nadan sin mojarse ya que el agua es repelida por la estructura capilar de las plumas recubiertas por una capa de cera hidrofóbica.

Un caso interesante es el de los patos biguá (*Phalacrocorax brasilianus*), tan comunes en ríos y lagos de nuestro país. Se trata de una ave acuática que se sumerge en busca de alimento. Sus plumas, poco enceradas, absorben agua y al nadar se hunde y deja fuera del agua sólo el cuello y la cabeza. Esto hace que después de cada inmersión deba salir del agua y desplegar sus alas al sol para secar sus plumas y calentarse, Figura VIII.22.



**Figura VIII.22.** Patos Biguá (*Phalacrocorax brasilianus*) pescando y secándose al sol. Horto Florestal de São Paulo, Brasil.

Las fibras confeccionadas con materiales hidrofóbicos son excelentes para la fabricación de ropa impermeable, paraguas, carpas, etc.

#### *VIII.4.9. La inexorable acción mecánica del agua*

El agua en movimiento modela la corteza terrestre por efectos de la erosión hídrica, tallando las quebradas con forma de V, como se observa en la Quebrada del río Los Reartes, en Villa Alpina, Sierras Grandes de Córdoba, Figura VIII.23.

En los glaciares, el hielo se funde en la superficie por el calor del sol y el agua de la fusión filtra por las grietas hasta la base del glaciar donde se forma una capa "lubrificante" que permite el desplazamiento de enormes masas de hielo sobre la superficie continental. Este movimiento arrastra rocas y suelo (morrenas) y talla los típicos valles en U, típicos de la región cordillerana sobre todo en la Patagonia. Las enormes fuerzas de compresión y arrastre de los glaciares trituran la roca en bloques de diverso tamaño desde rocas grandes hasta partículas pequeñas. Cuando las partículas de roca finamente divididas alcanzan dimensiones de nanómetros (nanopartículas coloidales) transfieren al agua colores verdosos o celestes consecuencia de la dispersión de la luz, tal como se observa en los lagos de deshielo, o en las aguas marinas costeras. Ver Figura VIII.24. Este fenómeno se discutirá en el Capítulo IX.





**Figura VIII. 23.** Quebrada en forma de V tallada en el batolito de la pampa de Achala, en las Sierras Grandes, por erosión hídrica producida por el río Los Reartes. Al pie se encuentra la localidad de Villa Alpina. En la fotografía de la derecha se indica el perfil en forma de V, en cuyo vértice fluye el río.



**Figura VIII. 24.** Valle cavado por el glaciar. Las morrenas arrastradas por el avance del glaciar (actualmente en retroceso) se ven a los costados. La turbidez del agua se debe al material en suspensión y el color verde a la dispersión de la luz por parte de nanopartículas de roca. Laguna glaciar en el cerro Torre, El Chaltén, Santa Cruz, Argentina.

## VIII.5. Las nubes y la lluvia

Las nubes, de formas tan caprichosas y cambiantes, pequeñas o amenazadoras, son de gran importancia para nuestro planeta. Influyen marcadamente en la regulación del clima, ya que, junto con el hielo, reflejan una parte significativa de la luz que nos llega del Sol. Actúan como reservorios de energía térmica, además de ser una parte fundamental del ciclo del agua.

Tal como indica la Tabla VII.1, la atmósfera contiene aproximadamente  $1,3 \times 10^4$  km<sup>3</sup> de agua, proveniente mayoritariamente de la evaporación de los océanos y en menor medida de las aguas continentales. La atmósfera renueva todo su contenido de agua estimativamente cada nueve días, y todo ese volumen se precipita como lluvia, nieve y granizo sobre el océano y los continentes, alimentando ríos, lagos y capas de agua subterránea. Lluvia, aguanieve, nieve, granizo, y niebla son manifestaciones climáticas de los diferentes tipos de nubes, que se desarrollan en la troposfera, que es la capa inferior de la atmósfera, en contacto con la superficie terrestre. Esta capa alcanza los 6-9 km de altitud en los polos, para aumentar en las zonas intertropicales a altitudes entre 12 a 14 km. La temperatura en la troposfera disminuye a medida que se asciende, por lo que la densidad del aire aumenta con la altitud. Esto hace que esta capa de la atmósfera sea hidrodinámicamente inestable, produciéndose un movimiento convectivo vertical permanente: el aire frío desciende y el aire caliente asciende. La temperatura también varía en función de la latitud, (aire caliente en las zonas tropicales y frío en los polos). Las variaciones de temperatura generan diferencias relativas de presión de un lugar a otro (centros ciclónicos de baja presión y anticiclónicos, de presión más elevada) que se compensan por los movimientos de aire desde el centro de alta presión al de baja presión, formando los vientos. En la troposfera tienen lugar todos los fenómenos meteorológicos.

### VIII.5.1. ¿Cómo se forman las nubes?

Es la primera pregunta que podemos hacer. El aire contiene agua gaseosa (humedad relativa ambiente) que proviene de la evaporación del agua de ríos, lagos, mares y océanos, además de la evapotranspiración de las selvas. La cantidad de agua disuelta en el aire suele ser menor que la correspondiente a la presión de vapor a esa temperatura, por lo que la humedad relativa ambiente está por debajo del 100% y el aire se ve límpido. Las corrientes de aire ascendentes transportan el agua gaseosa hacia regiones de menor temperatura, donde se condensa por enfriamiento. Este proceso de condensación ocurre sobre la superficie de pequeñísimas partículas microscópicas, llamadas

núcleos de condensación. Típicamente son cristalitas de sales (cloruro de sodio y sulfatos) del mar, granitos de polvo arrastrados por el viento, partículas de humo, etc. Las gotitas formadas, de unos pocos micrones de diámetro, se llaman gotas de nube, y tienen en su interior el núcleo de condensación, como un carozo. La condensación del vapor comienza alrededor de los 1000 m sobre el nivel del suelo, lo que constituye la base de las nubes bajas. Una isoterma es una línea imaginaria que une puntos de igual temperatura. La correspondiente a 0°C se encuentra entre 4.000 y 5.000 m de altitud, por lo que la gran mayoría de las nubes se forma a temperaturas mayores que la temperatura de fusión del hielo y están compuestas enteramente por gotitas de agua líquida. Como estas gotitas reflejan la luz en todas direcciones, las nubes bien iluminadas se ven blancas.

El contenido de agua de una nube típica es estimativamente de 0,5 g/m<sup>3</sup>. Como el desarrollo de las nubes abarca miles de metros de alto y de ancho, una nube común puede tener una masa de muchas toneladas. Cabe entonces hacernos una segunda pregunta.

#### *VIII.5.2. ¿Por qué no se caen las nubes?*

Si una gota de nube cayera en el vacío, lo haría con un movimiento uniformemente acelerado como consecuencia de la gravedad. Pero lo hace en el aire, por lo que experimenta una fuerza de frenado producida por el roce. La fuerza del roce actúa en la misma dirección que la fuerza del peso, pero en sentido opuesto, y aumenta con la velocidad de caída. Si la gota es muy pequeña y cae desde una altura suficiente, ambas fuerzas llegan a igualarse dando una resultante nula. Recordemos que un cuerpo sobre el que no actúan fuerzas, permanece en reposo o se mueve con movimiento rectilíneo y uniforme. Esto último es lo que ocurre con la gota. La velocidad de caída constante se denomina velocidad terminal. Por ejemplo, una gota de nube común de alrededor de 40 μm de diámetro puede alcanzar una velocidad terminal de 0,2 km/h, pero las gotas más pequeñas podrían tardar días en llegar al suelo. Cuando la gota desciende alcanza capas de aire más cálido, y al caer tan lentamente, termina evaporándose sin que hayamos podido ni siquiera sospechar su presencia. Es lo que ocurre en un día nublado, o parcialmente nublado, pero sin lluvia.

Los cúmulos son nubes de base prácticamente plana y aspecto algodonoso y se observan en los días de buen tiempo, Figura VIII.25, aunque pueden seguir creciendo en altura y transformarse en nubes con posibilidades de lluvia, los cúmulo-nimbos, como comentaremos más adelante.



**Figura VIII.25.** Cúmulos, en una tarde de verano en las Sierras de Córdoba, Argentina.

### *VIII.5.3. ¿Y cuándo llueve?*

Esta es nuestra tercera pregunta. Si queremos saber un poco acerca del mecanismo simplificado de formación de la lluvia, deberemos antes referirnos a dos tipos de nubes, las cálidas y las frías, ya que el proceso de formación de la lluvia es diferente en cada una de ellas.

#### *VIII.5.3.1. Las nubes cálidas*

Se caracterizan por tener  $t > 0^{\circ}\text{C}$  en la base y  $t < 0^{\circ}\text{C}$  en la parte superior. Predominan en las regiones tropicales y en las latitudes medias durante el verano, como ocurre en la provincia de Córdoba entre noviembre y marzo. Este tipo de nubes está formado mayoritariamente por gotas de agua líquida. Como el viento las arremolina, chocan entre ellas y coalescen formando gotas más grandes, las que a su vez son capaces de incorporar más y más gotas chicas. El proceso se acelera, y finalmente las gotas alcanzan dimensiones miles de veces mayores que las gotas de nube. La velocidad de caída aumenta (20 km/h para una gota de 2 mm de diámetro) y, en consecuencia, llegan al suelo antes de haber terminado de evaporarse. ¿Qué ocurre entonces? Lluve.

Los estratos son un tipo de nubes bajas que forman mantos sobre grandes extensiones. Pueden producir lloviznas o descender como niebla. Figura VIII. 26.



**Figura VIII.26.** Estratos al atardecer. Sierras de Córdoba, Argentina.

#### *VIII.5.3.2. Las nubes frías*

Tienen  $t < 0^{\circ}\text{C}$  desde la base hasta la parte superior. Presentan un desarrollo vertical importante, y son comunes en latitudes medias.

Al estar por debajo de la temperatura normal de congelamiento del agua, podríamos pensar que todas las gotas de nube se han solidificado. Pero aquí ocurre un fenómeno muy interesante. De la misma forma que el vapor para condensarse requiere núcleos de condensación, el agua líquida necesita núcleos de congelamiento para formar cristales de hielo. Pueden ser partículas pequeñísimas de hielo, u otras partículas cristalinas, como cloruros, bromuros y yoduros de sodio o de algún otro catión. A la altitud propia de estas nubes el aire está muy limpio y los núcleos son escasos. En consecuencia, el agua se enfría por debajo de  $0^{\circ}\text{C}$  pero permanece líquida. Se trata del agua sobreenfriada que analizamos en VIII.4.4.2. Los cristales de hielo comienzan a formarse cuando este tipo de agua entra en contacto con núcleos de congelamiento, alrededor de los  $-20^{\circ}\text{C}$ , aunque se ha detectado agua líquida hasta a  $-38^{\circ}\text{C}$ . En general, las nubes frías con temperaturas desde  $0^{\circ}\text{C}$  hasta  $-10^{\circ}\text{C}$  están formadas por agua sobreenfriada; si las temperaturas van de  $-10^{\circ}$  a  $-20^{\circ}$  C las nubes contienen agua y cristales de hielo. Por debajo de  $-20^{\circ}$  C, solamente contienen cristales de hielo. Es el caso de los cirros, nubes muy blancas y tenues que se forman a gran altura (Figura VIII.27).



**Figura VIII.27.** Nubes frías: los cirros.

En 1928 Tor Bergeron (1891-1971), meteorólogo sueco, explicó la formación de las nubes frías mediante un modelo que considera dos propiedades del agua en las nubes: la posibilidad de sobreenfriamiento, y las diferencias de presión de vapor entre el agua sobreenfriada y los cristales de hielo. Por lo tanto, las moléculas de agua escapan fácilmente de una gota de nube sobreenfriada y se depositan sobre el cristal. Cuando en la nube hay agua y hielo, el vapor se deposita directamente sobre los cristallitos de hielo, que crecen rápidamente a expensas de las gotas. El proceso de Bergeron no es capaz de producir cristales lo suficientemente grandes para que haya precipitación. Deben sumarse otros procesos. En su caída el hielo choca con gotas de nube a las que incorpora, y así aumenta aún más su tamaño. El agua líquida se congela sobre los cristales de hielo, los que a su vez chocan y se agregan. Al mismo tiempo, el movimiento del aire puede romper cristales por choques y producir más núcleos de congelación, de modo que se repite el proceso. Esta especie de reacción en cadena desarrolla muchos cristales de nieve que por crecimiento forman agregados de 10 a 30 cristales, los copos de nieve. Mientras los copos caen, el calor producido por la fricción los funde, transformándolos en gotas de lluvia. Otra vez llueve, pero ahora se trata de un chaparrón, típico de regiones de latitudes medias.

Cuando la presión atmosférica es baja, como ocurre en las montañas, y si además hace mucho frío, los copos no se funden y entonces, nieva.

Para que en una nube coexistan el vapor, el agua sobreenfriada y los cristales de hielo se requiere un espesor mínimo. Las nubes de mayor desarrollo vertical pueden alcanzar unos 12 km de la base a la parte más alta, como es el caso de los cúmulonimbos, Figura VIII.28.



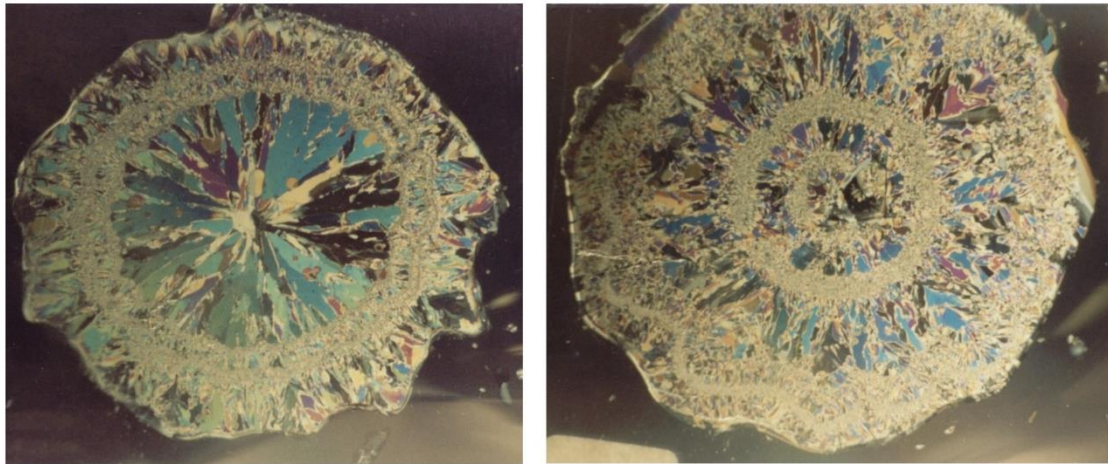
**Figura VIII. 28.** Cúmulonimbo en una tarde de tormenta, Sierras de Córdoba, Argentina.

Los cúmulonimbos son de color gris oscuro y base irregular. Debido a los intensos movimientos verticales el agua condensada recircula en el interior de la nube, favoreciendo periodos de permanencia relativamente prolongados y un marcado crecimiento de las gotas de agua y de las partículas de hielo, que en los casos más extremos desarrollan granos de gran tamaño: el granizo, propio de las tormentas de verano en nuestro país.

Las nubes que contienen agua y cristales de hielo son las que más acumulan carga eléctrica, responsables de refucilos, relámpagos, rayos y truenos.

En la Figura VIII.29 se muestran cortes diametrales de granizo iluminados con luz de polarizadores cruzados, que permite visualizar los diferentes cristales de hielo que han crecido radialmente y en capas alrededor del núcleo de cristalización, en el centro. El número de capas de cristales y sus tamaños relativos aportan información sobre las condiciones de presión y temperatura de la nube en el momento de solidificarse el agua. En algunas capas del granizo se forman cristales pequeños que atrapan burbujas de aire, lo que se evidencia en las bandas blanquecinas de la fotografía.

La capa líquida o cuasilíquida que recubre la superficie del hielo y que lo hace resbaladizo, (punto VIII.3.3), obviamente recubre también los granos de hielo en las nubes y tiene incidencia en la acumulación de carga eléctrica.



**Figura VIII. 29.** Corte de granizo iluminado con luz de polarizadores cruzados. Las zonas coloreadas indican cristales y las capas claras son cristales pequeños y burbujas de aire. Las capas concéntricas de cristales informan sobre las condiciones de presión, temperatura y contenido de agua líquida en las diferentes regiones de la nube en la que se formó el granizo. Cada capa de cristales corresponde a un ciclo de movimientos ascendente y descendente dentro de la nube. Fotografía de Lucía Arena, FAMAF, UNC.

### VIII.6. El agua como disolvente

Quizás de todas las propiedades del agua la más sorprendente sea su capacidad para disolver una enorme variedad de sustancias, y además en altas concentraciones. Por la marcada polaridad de sus moléculas, el agua es un disolvente universal que incorpora no sólo innumerables compuestos iónicos inorgánicos sólidos, líquidos y gaseosos, sino que disuelve también moléculas orgánicas como azúcares, alcoholes, aminas, aminoácidos, proteínas, vitaminas, pigmentos y muchas otras con las que puede establecer interacciones dipolo-dipolo o bien formar puentes H. El agua es el medio ideal para que ocurran reacciones químicas y para el transporte de reactivos y productos.

El papel disolvente y de arrastre del agua es fundamental para los seres vivos, en lo que hace al transporte de nutrientes y desechos y como medio para las reacciones metabólicas. La capacidad de hidratación del agua con respecto a las moléculas biológicas como los ácidos nucleicos y las proteínas, incide sobre las estructuras tridimensionales de estas moléculas y una parte significativa de sus funciones en los seres vivos.

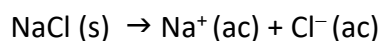


La capacidad disolvente del agua es usada en los procesos industriales y también en nuestros hogares para la limpieza. Otra consecuencia de esta propiedad es que puede incorporar solutos indeseados, los contaminantes.

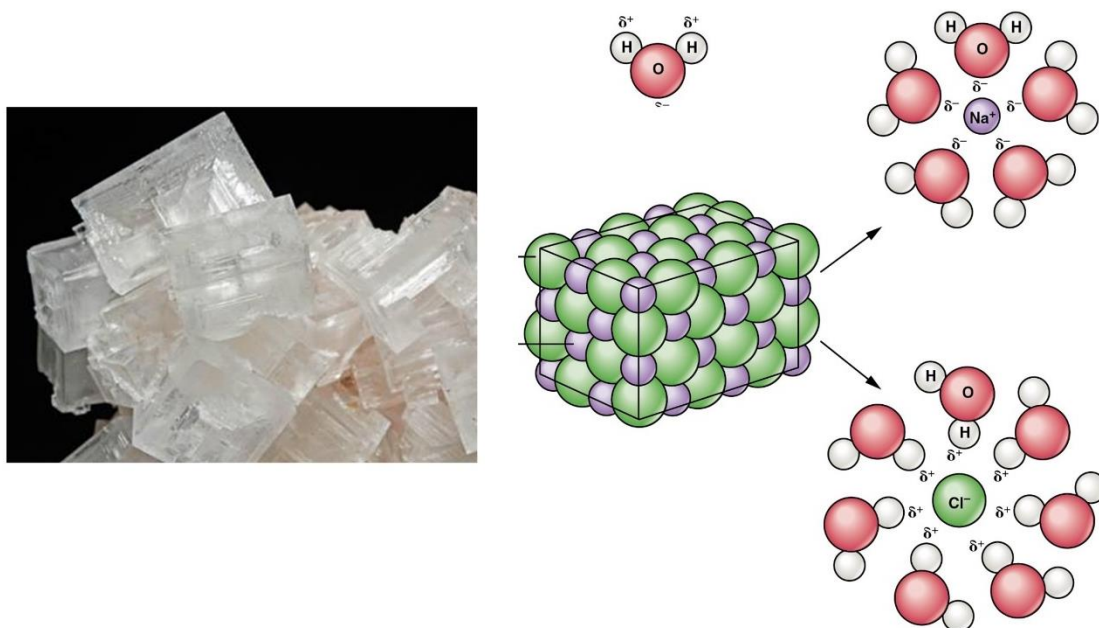
Por su alta capacidad de disolución, el agua absolutamente pura no existe ni siquiera en los laboratorios más sofisticados. Los mejores métodos de purificación logran obtener aguas de alta pureza, alta pero no absoluta, y sólo durante un corto tiempo, ya que inexorablemente incorpora elementos que disuelve de los recipientes donde se almacena, incluso del cuarzo.

En la Figura VIII.30 se muestra esquemáticamente el proceso de disolución de una sal inorgánica típica, como el cloruro de sodio. La sal es soluble porque las interacciones ión-dipolo que se establecen entre sus iones y las moléculas de agua compensan las atracciones electrostáticas entre los aniones y cationes en la red del cristal. Cuando el ión es más estable en la red cristalina que en la solución, el sólido es escasamente soluble, como ocurre con los halogenuros de plata, o el fosfato de calcio que forma nuestros huesos.

El proceso de disolución del cloruro de sodio en agua puede escribirse como sigue:



NaCl es el soluto sólido, el agua es el solvente y  $\text{Na}^+ (\text{ac})$  y  $\text{Cl}^- (\text{ac})$  son los correspondientes iones hidratados.



**Figura VIII. 30.** Cristales de cloruro de sodio (izquierda). Esquema de disolución del cristal (derecha). Las esferas verdes indican los aniones cloruro y las azules, los cationes sodio. Observar la orientación de las moléculas de agua al hidratar ambos iones.

#### VIII.6.1. *Compuestos inorgánicos disueltos en las aguas naturales no contaminadas*

La composición química de los diferentes reservorios de la hidrosfera está íntimamente ligada a las relaciones y los intercambios que se establecen con la atmósfera, la corteza y los seres vivos.

Las aguas naturales circulan en el planeta a través del ciclo del agua, entre los reservorios de agua dulce (lluvia, nieve, manantiales, ríos, lagos, aguas subterráneas), y los de agua salada (lagos salados, mares, océanos, aguas subterráneas salobres). La cantidad de sustancias disueltas en las aguas continentales es muy variable, y depende de la historia geológica del lugar, de las características geográficas de la cuenca (zona de drenaje del agua de las precipitaciones que alimentan un dado curso de agua, ya sea un río, un lago o el mar), del tipo de material con el que las aguas hayan estado en contacto, y de la biota, Figura VIII.31.



**Figura VIII. 31.** El agua de lluvia al entrar en contacto con diferentes tipos de roca y suelos disuelve numerosos compuestos minerales, principalmente sales, que luego los ríos transportan hacia los lagos y el mar. Río Limay y terrazas patagónicas.

### *VIII.6.2. El agua dulce*

La lluvia, la nieve, los glaciares, los ríos, los lagos y el agua subterránea son las fuentes más importantes de agua dulce, las que se renuevan permanentemente y a distintas velocidades gracias al ciclo del agua.

#### *VIII.6.2.1. Lo que trae la lluvia*

El agua de lluvia no contaminada es agua marina destilada por la energía térmica del sol y movilizada por los vientos, o agua evaporada directamente desde ríos y lagos de agua dulce. Por lo tanto, se podría esperar que el agua de lluvia fuera totalmente pura. No es así. Una vez en la atmósfera, el vapor se condensa en gotas y éstas disuelven todo lo soluble que encuentran en su caída.

Los principales gases disueltos en el agua de lluvia son nitrógeno, oxígeno y dióxido de carbono. Contienen cantidades bajas de sales, compuestos orgánicos y gases disueltos. Las sales, del orden de 0,003%, principalmente calcio, magnesio, sodio y cloruro, provienen de los cristallitos de sal que proyecta el oleaje del mar, o de componentes del polvo en suspensión que aportan los continentes. Los sulfatos se generan, en parte, por la oxidación de compuestos gaseosos azufrados, como el dimetil sulfuro, que emite el fitoplancton marino. Los bosques son fuentes importantes de sustancias orgánicas nitrogenadas y azufradas que se incorporan al agua de lluvia.

Al llegar a la superficie, una parte del agua de las precipitaciones es absorbida por el suelo y el resto escurre, constituyendo el agua de escorrentía.

El agua absorbida es fundamental para la recarga de las capas de agua subterránea que alimentan las vertientes y los manantiales. Éstos vuelcan una parte en los arroyos y los ríos con un efecto de retardo, lo que morigera las crecientes y favorece la disponibilidad de agua durante los periodos de sequía.

La fracción de agua absorbida depende de la cubierta arbórea y los pastizales de altura en las cabeceras de las cuencas. La preservación del bosque nativo está estrechamente ligada a la cantidad y calidad de los recursos hídricos en una provincia como Córdoba, dada su condición de región semiárida y mediterránea.

La composición del agua de lluvia puede cambiar significativamente bajo condiciones de contaminación atmosférica.

#### *VIII.6.2.2. Los gases disueltos*

La concentración de un gas en el agua depende de su solubilidad y de la velocidad de incorporación. La solubilidad es la masa de gas disuelto en un dado volumen o masa de solución, en condiciones de saturación o de equilibrio. Para la mayoría de los gases, aumenta al disminuir la temperatura, de modo que las aguas frías se oxigenan mejor que las cálidas, y son más ricas en dióxido de carbono. En un curso de agua dulce no contaminado, las concentraciones de oxígeno en el punto de saturación son 9,0 mg/L a 21°C y 14,6 mg/L a 0°C. Las aguas saladas también incorporan gases disueltos, aunque las solubilidades cambian con respecto a las del agua dulce a igual temperatura. Las aguas oceánicas de zonas circumpolares son las más ricas en dióxido de carbono disuelto, disponible para la fotosíntesis. Como las corrientes marinas ascendentes aportan una gran cantidad de nutrientes minerales, en esas aguas se desarrolla un importante fitoplancton, el que sustenta el zooplancton (krill) del cual se alimenta una amplia fauna oceánica, que incluye a las ballenas.

No siempre los cursos de agua están saturados de gases. La velocidad de incorporación o de pérdida de sustancias gaseosas, además de la solubilidad, está condicionado por la velocidad de intercambio a través de la interfase agua/aire, la que, a su vez, depende de la presión parcial del gas en la atmósfera y de la superficie de contacto entre ambas fases. Las gotas de lluvia o las aguas en movimiento, con salpicaduras y burbujas, son las que incorporan mayor cantidad de gases, de modo que el agua se acerca más rápidamente a los límites de saturación. Las aguas saturadas son aquellas que han alcanzado el máximo contenido posible de un gas en equilibrio a una dada temperatura y presión.

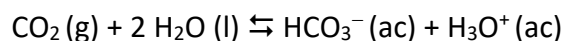
Los aceites lubricantes y los combustibles, además de ser tóxicos, una vez derramados en el agua se expanden sobre la superficie formando una película que dificulta el

intercambio gaseoso. Por esta causa es importante no lavar vehículos automotores y evitar las lanchas con motor fuera de borda en los cuerpos de agua cuya calidad se quiere preservar. Los derrames de petróleo en aguas oceánicas se desparraman superficialmente y causan desastres ecológicos.

Además del intercambio gaseoso, el consumo y producción de gases por parte de los organismos acuáticos es también un factor de incidencia.

#### *VIII.6.2.3. El muy importante dióxido de carbono*

Las aguas de lluvia no contaminadas tienen una ligera acidez fruto de la incorporación del CO<sub>2</sub> del aire, con formación de bicarbonato y protones, de acuerdo con la siguiente reacción.



Como el CO<sub>2</sub> es un ácido muy débil, la concentración de protones es baja, con pH aproximadamente de 5,6. Esta ligera acidez es fundamental para la movilización de los componentes minerales e incide en la composición salina de ríos y lagos.

El CO<sub>2</sub> es fundamental para la fotosíntesis en plantas y algas, en particular las unicelulares, que lo toman del agua donde está disuelto.

Por otra parte, el aumento sostenido de este gas en la atmósfera está generando problemas climáticos preocupantes. Según datos de la Organización Meteorológica Mundial dependiente de Organización de Naciones Unidas, OMM-ONU, durante 2019 la concentración media anual de dióxido de carbono en la atmósfera alcanzó las 410,5 partes por millón (ppm), lo que equivale casi a un incremento del 48% con respecto a los años anteriores a la revolución industrial. Este aumento se atribuye, principalmente, a la quema de combustibles fósiles. En julio de 2021, el contenido de CO<sub>2</sub> en el aire ascendía a 0,0418% en volumen según registros realizados en la Estación de Mauna Loa, Hawai, e informados por la Oficina Nacional de Administración Oceánica y Atmosférica de EE.UU. (NOAA)<sup>9</sup>. Es el contenido de CO<sub>2</sub> más elevado desde el comienzo de los registros en 1958 en dicha estación, y se estipula que es el valor más alto de los últimos 800 000 años.

#### *VIII.6.2.4. El no menos importante oxígeno*

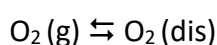
En los cursos de agua, el O<sub>2</sub> (dis) es obviamente necesario para la respiración de

---

<sup>9</sup> Medición practicada el 6 de julio de 2021 y disponible en [gml.noaa.gov/ccl/co2\\_scale.html](https://gml.noaa.gov/ccl/co2_scale.html)

los peces y la de otros organismos, incluyendo las bacterias aeróbicas, que lo utilizan en su metabolismo. Estos microorganismos cumplen la importante función de mantener los cursos de agua limpios de contaminación orgánica biodegradable, como discutiremos en VIII.7. El oxígeno disuelto en el agua de lluvia le transfiere cierto carácter oxidante, que tiene que ver con la modificación química de las rocas. Participa en la oxidación de numerosas especies químicas, como los iones Fe (II), Mn (II), nitrito ( $\text{NO}_2^-$ ) y amonio ( $\text{NH}_4^+$ ).

La reacción de disolución del oxígeno atmosférico en agua puede escribirse como sigue:



En la ecuación anterior  $\text{O}_2 (\text{g})$  se refiere al oxígeno gaseoso presente en la atmósfera. Su contenido alcanza al 21%, lo que a nivel del mar equivale a 213 hPa. El  $\text{O}_2 (\text{dis})$  es el gas disuelto en el agua, el que, como ya comentamos, depende de su solubilidad a una dada temperatura y de la eficiencia del intercambio gaseoso.

Las cabeceras de los arroyos suelen ser frías, con cascadas y tramos accidentados, lo que favorece la incorporación de oxígeno, Figura VIII.32. Las aguas estancadas suelen ser pobres en  $\text{O}_2 (\text{dis})$ .



**Figura VIII.32.** Las cascadas frías son fundamentales para que las aguas de arroyos, ríos y lagos incorporen oxígeno disuelto. **a.** Cascadas en el río El Durazno, Sierras Grandes, provincia de Córdoba. **b.** Desagüe del glaciar Huemul, en El Chaltén, Santa Cruz, Argentina.

#### VIII.6.2.5. Reacciones químicas que cambian las concentraciones de gases disueltos

Las reacciones químicas inorgánicas, orgánicas y biológicas que tienen lugar en

los medios acuáticos con consumo o producción de gases pueden cambiar drásticamente los contenidos gaseosos con respecto a los esperados según las solubilidades.

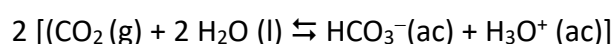
El CO<sub>2</sub> disuelto en las aguas superficiales es imprescindible para los organismos acuáticos fotosintéticos, como las algas unicelulares. Como vimos en VII.11, la fotosíntesis requiere CO<sub>2</sub>, agua, sales minerales y luz, para producir O<sub>2</sub> (g) y compuestos orgánicos tales como azúcares, almidón, celulosa y otros, que marcan el comienzo de la cadena alimentaria acuática.

### *VIII.6.3. Las aguas saladas*

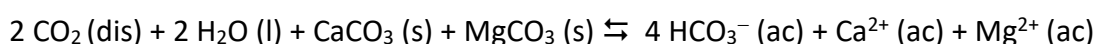
#### *VIII.6.3.1. Cómo los cursos de agua no contaminados adquieren su composición salina*

Una vez que las precipitaciones llegan a la superficie, el CO<sub>2</sub> y el oxígeno actúan sobre las rocas y minerales. La acidez del agua aumenta la solubilidad de algunos tipos de silicatos, como los de calcio y aluminio, o sodio y aluminio, que aportan cationes solubles de calcio y sodio, y un residuo insoluble, las arcillas, fundamentales para la formación del suelo. El oxígeno disuelto oxida los silicatos que contienen Fe(II), con formación de hidróxidos insolubles de Al(III) y Fe(III), iones magnesio y potasio, y ácido silícico soluble, H<sub>4</sub>SiO<sub>4</sub>. Otros cationes metálicos de diferente naturaleza se incorporan al agua en cantidades que dependen de la solubilidad de los minerales que los contienen, de la acidez del agua de lluvia y de la historia geológica de la zona de captación de las aguas, entre otros factores.

La capa superior cubierta de vegetación es rica en materia orgánica, cuya descomposición produce dióxido de carbono que se acumula en los poros del suelo. La parte del agua que se infiltra se enriquece aún más con el CO<sub>2</sub>(dis) en los poros, y su acidez aumenta; el pH puede bajar hasta en una unidad (pH = 4,5). En estas condiciones, se favorece la disolución de la piedra caliza, compuesta por carbonatos de calcio y de magnesio, según las siguientes reacciones:



La suma de ambas da la siguiente reacción global:



Estas y otras reacciones aportan especies salinas solubles que se incorporan al agua de arroyos, ríos y lagos. La concentración de dichas especies solubles varía de una región geográfica a otra y depende fuertemente del clima, del régimen de lluvias y del tipo de rocas y suelos sobre los que escurre el agua. Las aguas ricas en iones de calcio y magnesio, conocidas como “aguas duras” son buenas para la salud. Además de aportar iones  $\text{Ca(II)}$  y  $\text{Mg(II)}$ , (son bajas en sodio), pero tienen el inconveniente que suelen producir incrustaciones en las cañerías. Además, el lavado se dificulta por la formación de sales insolubles con los jabones.

En términos globales, el componente que predomina en las aguas superficiales es el bicarbonato,  $\text{HCO}_3^-$  (ac).

#### *VIII.6.3.2. Cuevas, estalactitas y estalagmitas*

La formación de cuevas se relaciona directamente con la disolución de los carbonatos descrita más arriba. En las regiones montañosas con yacimientos importantes de carbonatos y sulfatos de calcio, es frecuente encontrar cuevas subterráneas, como la Caverna de las Brujas, en Malargüe, Mendoza, Argentina, formada en el interior de rocas del periodo jurásico. El agua de lluvia saturada de  $\text{CO}_2$  percola y disuelve las rocas de calcita, llegando con el tiempo a abrir cavidades y galerías. Los pastizales exteriores por encima de la cueva, en función de la materia orgánica que generan, aportan una carga adicional de  $\text{CO}_2$ , aumentando la capacidad del agua de infiltración para disolver los carbonatos. Cuando el agua que gotea del techo se evapora en el interior de la caverna, las sales precipitan, formando agujas que penden del techo, conocidas como estalactitas. Esa misma agua puede caer al suelo, donde por un proceso similar crecen agujas ascendentes, las estalagmitas. Estalactitas y estalagmitas pueden unirse formando columnas, a lo largo de miles de años de goteo y evaporación, Figura VIII.33.





**Figura VIII.33.** Estalactitas, estalagmitas y columnas, Cueva de Ruakuri, Nueva Zelanda.

### VIII.6.3.3. *¿Qué solutos inorgánicos contiene el agua y en qué cantidad?*

Las respuestas a estas preguntas implican la realización de análisis químicos cualitativos (informan las especies presentes) y cuantitativos (indican las concentraciones de cada componente).

Las aguas de lluvias recientes presentan los contenidos salinos más bajos, aumentando la cantidad de especies y sus concentraciones a medida que transcurre el tiempo desde la caída de la lluvia. El agua, además de infiltrarse en el subsuelo, circula desde los arroyos a los ríos y desde éstos a los lagos. Las concentraciones suelen aumentar en la misma secuencia. Los compuestos presentes en mayor concentración son: bicarbonato y carbonato, ácido silícico, silicatos solubles, sulfato, cationes sodio, calcio, magnesio, potasio y cloruro.

Otros solutos importantes son los nutrientes, cuya concentración varía en función del tipo de cubierta vegetal y de los usos agropecuarios del suelo. Son compuestos de nitrógeno bajo la forma de iones nitrato ( $\text{NO}_3^-$ ), nitrito ( $\text{NO}_2^-$ ) y amonio ( $\text{NH}_4^+$ ); y de fósforo, generalmente fosfatos monoácido y diácido:  $\text{HPO}_4^{2-}$  y  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ .

Las aguas subterráneas se forman por infiltración del agua de la lluvia y la nieve. Alcanzan diferentes estratos rocosos, los acuíferos, donde el agua queda retenida y por donde circula con suma lentitud en el sentido del gradiente de presión hidrostática. El efecto purificador de la filtración y adsorción a través de los poros del suelo es una de las principales causas por las que el agua dulce subterránea es una reserva de enorme importancia.

#### *VIII.6.3.4. Las lagunas de altura*

Algunas lagunas interiores en zonas desérticas o en zonas de altura presentan contenidos salinos inusualmente altos. Particularmente interesantes son los ambientes acuáticos en la Puna cordillerana, como la laguna de Socompa en Salta, a 4.000 m de altitud, formada en una de las regiones menos contaminadas que existen. Por razones geológicas, el agua de esta laguna es fuertemente alcalina, con pH alrededor de 9, y una salinidad entre cinco y ocho veces superior a la del mar. Presenta concentraciones elevadas de arsénico, como es frecuente en las zonas volcánicas. Una particularidad sorprendente de esta laguna es que alberga microorganismos fotosintéticos arcaicos vivos, organizados en formaciones de carbonato de calcio conocidas como estromatolitos. Las condiciones de la laguna, altamente agresivas, serían semejantes a las que imperaron en la Tierra en un pasado remoto, cuando los estromatolitos cubrieron amplias extensiones en zonas costeras a nivel planetario, liberando por primera vez el oxígeno producto de la fotosíntesis primitiva, tal como mencionamos en el Capítulo VI. En la Figura VIII.34 se muestra una laguna hipersalina típica.



**Figura VIII.34.** Lagunas de altura de la Puna. Ojo de Mar en Tolar Grande, Salta, Argentina. Se observan las costras de sal depositadas por evaporación.

#### *VIII.6.3.5. Los océanos*

Los océanos son un inmenso recipiente que contiene  $1,35 \times 10^9 \text{ km}^3$  de solución acuosa de solutos minerales, compuestos orgánicos y gases. Su concentración promedio

de sales es aproximadamente 35 gramos por litro, de los cuales 92,4% es cloruro de sodio o sal común, y el resto son iones de 72 elementos químicos diferentes. Según su porcentaje en peso, los iones más abundantes en el agua de mar en orden decreciente son cloruros, sodio, sulfatos, magnesio, calcio, y potasio, que en conjunto dan cuenta de más del 99% de la masa de solutos. Son también de mucha importancia los carbonatos y bicarbonatos, el dióxido de carbono disuelto y otros gases atmosféricos de origen biogénico, como el oxígeno, monóxido de dinitrógeno,  $N_2O$ , y dimetil sulfuro,  $(CH_3)_2S$ . Existe además una amplia variedad de componentes menores. No es una exageración decir que el agua de mar contiene todos los elementos de la Tabla Periódica. Figura VIII.35.



**Figura VIII.35.** El mar es una solución de sales, principalmente cloruro de sodio, pero contiene también iones de prácticamente todos los elementos de la Tabla Periódica, y numerosos compuestos orgánicos. Esto es la consecuencia directa de la alta capacidad disolvente del agua. Fotografía del Mar Caribe en las costas de México.

La composición actual del agua de mar es la resultante de procesos a escalas geológicas a nivel global. Implican las reacciones entre los minerales alcalinos de la corteza terrestre y los gases ácidos que emiten los volcanes, junto con la oxidación lenta pero inexorable de numerosos minerales por medio del oxígeno del aire. Los compuestos formados son transportados por los ríos que desembocan en el mar. A esto se suma el aporte de los manantiales hipersalinos de los fondos oceánicos, y una rica matriz orgánica fruto de la biosfera. En esta matriz orgánica predominan los azúcares, los polisacáridos, los aminoácidos, los ácidos húmicos y otras sustancias derivadas de los seres vivos.

Gran parte de la historia geológica de la Tierra está escrita en la composición química del mar. Los sedimentos marinos en mar abierto guardan fabulosas riquezas minerales.

La salinidad media de los océanos abiertos se mantiene prácticamente constante. Aunque el ingreso de sales desde volcanes y manantiales hipersalinos continúa, existe una disminución permanente de las cantidades disueltas por efecto de la precipitación de sales y por la captación de minerales por los organismos marinos para formar

esqueletos y caparazones. El efecto de dilución por el ingreso de los ríos (contienen entre 100 y 350 veces menos sales que el agua de mar) se compensa por la evaporación solar. A pesar de estos balances, existen variaciones locales: la salinidad del Mediterráneo oriental es aproximadamente de  $39 \text{ g dm}^{-3}$ , mientras que las aguas del mar del Norte oscilan alrededor de  $31 \text{ g dm}^{-3}$ . Las aguas de los estuarios suelen tener contenidos salinos más bajos por el efecto local de dilución de los ríos. En las aguas oceánicas superficiales de las zonas tropicales existe una mayor salinidad, debido a la evaporación solar más intensa en estas latitudes. En las zonas tropicales del Océano Atlántico, al norte y al sur del ecuador, la salinidad alcanza los  $37 \text{ g dm}^{-3}$ . Este aumento superficial de la concentración salina se ha incrementado como consecuencia del calentamiento global, y es estudiado por varios países. Es uno de los temas de observación específicos del satélite SAC D, diseñado y construido íntegramente en Argentina.

#### *VIII.6.4. Los compuestos orgánicos en las aguas naturales*

Las aguas naturales contienen una amplia variedad de sustancias orgánicas, tanto en suspensión como disueltas, que constituyen la matriz orgánica. Son compuestos mayoritariamente producidos por plantas y animales, relacionados directa o indirectamente con los cursos de agua. Se trata de secreciones, excreciones y tejidos muertos. A lo largo de las cadenas tróficas los compuestos se transforman en función de los procesos metabólicos. Cada eslabón de la cadena incorpora nutrientes y elimina desechos, los que a su vez son nutrientes del eslabón siguiente, hasta finalmente lograr la mineralización. Los compuestos solubles y sus concentraciones varían cíclicamente según la época del año y hasta dentro de un mismo día, ya que muchos de ellos dependen directa o indirectamente de la fotosíntesis, regulada por la irradiación solar. Por esta causa, la matriz orgánica es conocida sólo parcialmente, aunque se han identificado miles de compuestos. La materia orgánica disuelta en aguas oceánicas no contaminadas varía desde  $0,1$  a  $1 \text{ mg L}^{-1}$  mientras que, en lagos y ríos puede alcanzar a  $10 \text{ mg L}^{-1}$ . Entre el 60% y el 90% en masa está formada por sustancias de origen biológico.

La matriz orgánica comprende solutos de bajo peso molecular, como ácidos orgánicos, azúcares, aminoácidos, y macromoléculas como las proteínas, la celulosa, o los ácidos húmicos y fúlvicos. Algunos compuestos se encuentran en estado coloidal o precipitan en finas partículas en suspensión que arrastra el agua.

Como ya discutimos en VII.10.2, los ácidos húmicos y fúlvicos son macromoléculas sumamente interesantes por su estructura y sus funciones como fertilizadores de los suelos y como transportadores de cationes metálicos. Estos ácidos son macromoléculas

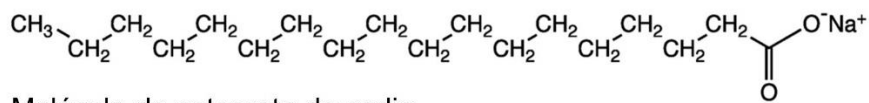
de masas moleculares variables que se forman lentamente por la descomposición de restos vegetales, en especial la lignina de la madera. Esta sustancia se libera cuando los hongos unicelulares hidrolizan la celulosa para obtener glucosa, la base de su alimento. La lignina es una macromolécula muy estable químicamente, responsable de la resistencia y estabilidad de la madera. Su lenta oxidación, junto con la de otras sustancias como los polifenoles, da lugar a una mezcla de compuestos conocidos genéricamente como humus, de alta masa molecular e intenso color pardo - negro, que da su color a la tierra fértil, o tierra negra. Los ácidos húmicos y fúlvicos son la fracción soluble del humus que ingresa a los cursos de agua. En algunos casos le transfieren al agua un color pardo amarillento sin que pierda su transparencia, como en el Arroyo de los Chorrillos, afluente del embalse San Roque en las sierras de Córdoba, Argentina.

#### *Solutos orgánicos muy interesantes: jabones y detergentes*

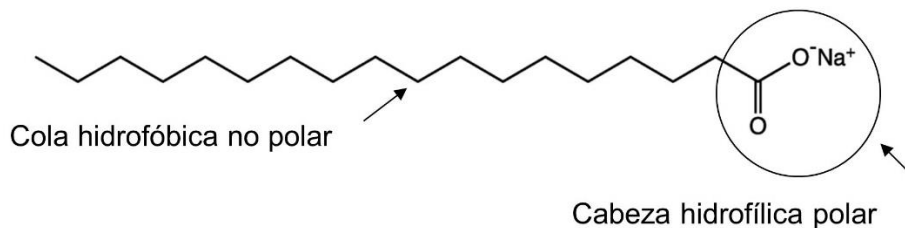
Los jabones y detergentes son sustancias surfactantes o tensioactivas ya que tienen la particularidad de disolverse en el agua disminuyendo la tensión superficial. Lo peculiar de las moléculas de jabones y detergentes es su estructura: una especie de “cabeza” polar o iónica y una “cola” hidrofóbica, la cadena hidrocarbonada. La primera es soluble en agua y la segunda en solventes orgánicos, en aceites y en grasas. Este tipo de moléculas, con dos zonas de solubilidades diferentes, o con una zona polar y otra no polar, se denominan *amfifílicas*.

La capacidad de limpiar que tienen jabones y detergentes surge del aumento de la capacidad de mojar (consecuencia de la disminución de la tensión superficial) y de la posibilidad de emulsionar aceites y sustancias grasas insolubles mediante la formación de micelas. En estas agrupaciones moleculares ordenadas las “colas” se orientan en paralelo formando un ambiente apolar hidrofóbico, rodeados de una “cáscara” hidrofílica de cabezas polares, que estabilizan la micela en el agua. En la región apolar se disuelven las micro gotas de grasas y aceites. Las burbujas de la espuma de jabones y detergentes son estructuras casi esféricas llenas de aire formadas por una doble pared de moléculas amfifílicas ordenadas.

El *jabón* es una mezcla de sales de ácidos carboxílicos de cadena larga, los ácidos grasos. Forman sales con hidróxido de sodio en el caso de los jabones duros o con hidróxido de potasio en los jabones blandos, como dentífricos y cremas de afeitar. Se las puede representar como  $\text{Na}^+\text{R-COO}^-$  o  $\text{K}^+\text{R-COO}^-$ , donde R es la cadena hidrocarbonada del ácido graso, que contiene entre 12 y 18 átomos de carbono. Un jabón típico es el estearato de sodio,  $\text{Na}^+\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COO}^-$ , que se forma por la reacción del hidróxido de sodio con el ácido esteárico, el que a su vez se extrae del cebo. Ver Figura VIII.36



Molécula de estearato de sodio



Cola hidrofóbica no polar

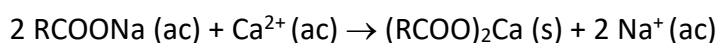
Cabeza hidrofílica polar



Micela: organización de las moléculas del jabón en una solución acuosa. Las bolitas indican las cabezas polares, y las colas se orientan en el interior generando un ambiente hidrofóbico donde se disuelven las partículas de grasa o de aceite.

**Figura VIII.36.** Jabón: sal sódica del ácido esteárico.

Una dificultad asociada al uso de jabones es que “se cortan” con las aguas duras, y disminuye la formación de espuma. Estas aguas poseen alto contenido de iones  $\text{Ca}(\text{II})$  y  $\text{Mg}(\text{II})$ , los que con el anión carboxilato forman sales insolubles que se depositan sobre la ropa y los objetos a limpiar. La reacción es la siguiente:



Desde el punto de vista ambiental los jabones no constituyen un problema serio, por cuanto al ingresar a las aguas naturales se depositan en los sedimentos como sales de calcio y magnesio, donde las bacterias los degradan.

Los surfactantes presentes en los *detergentes* también contienen la cadena larga hidrocarbonada, pero en lugar del grupo carboxilato suelen tener un grupo sulfonato o bencensulfonato, con menor tendencia a formar sales insolubles con los cationes divalentes.

Los detergentes fueron sintetizados durante la Segunda Guerra Mundial para paliar la carencia de cebo necesario para hacer jabón. Se utilizaron derivados del petróleo. El surfactante más utilizado hasta los años sesenta fue el sulfonato de alquil benceno, más conocido por sus siglas en inglés, ABS, de *alquil bencen sulfonate*. Este detergente,

de cadena hidrocarbonada ramificada, resultó no biodegradable ya que las bacterias sólo metabolizan los carbonos de cadenas lineales. Se acumuló en los ríos y lagos llegando a formar paredes de espuma de varios metros de altura. La producción de ABS está prohibida en la actualidad y ha sido reemplazado por el LAS, un sulfonato de alquilo lineal y por lo tanto biodegradable.

Los productos comerciales como lavavajillas, jabón para lavar la ropa, champús y demás productos de limpieza contienen a lo sumo un 30% de surfactante, y el resto son sustancias coadyuvantes que mejoran la eficiencia o el aspecto de los productos. Entre los agregados están los “secuestradores”, que forman complejos solubles con los cationes Ca (II) y Mg (II) y de esa forma se evita que precipiten. Los monofosfatos aumentan la cantidad de espuma por precipitación de las sales insolubles de Ca y Mg ( $K_{ps}$ :  $Mg_3(PO_4)_2$ ,  $6,3 \times 10^{-28}$ ;  $Ca_3(PO_4)_2$ ,  $1,0 \times 10^{-26}$ ). Su uso es restringido porque las sales se depositan sobre las superficies a limpiar lo que no siempre es conveniente. En muchos países se utilizan los polifosfatos, como el tripolifosfato sódico, STP, muy eficientes para eliminar los cationes de Ca(II) y Mg(II) mediante la formación de iones complejos. Una vez liberados a los cursos de agua, se hidrolizan a fosfatos solubles, los que carecen por completo de toxicidad y son nutrientes para la vegetación. Su aumento desmedido es considerado un riesgo ambiental por favorecer la proliferación masiva de algas en lagos y embalses. Otro acomplejante de Ca (II) y Mg (II) muy utilizado son las zeolitas, alúmino-silicatos que retienen los cationes divalentes con liberación de  $Na^+$ .

El exceso de detergentes en los cursos de agua produce una disminución del oxígeno disuelto, alteraciones de las membranas de las células que pueden retardar el desarrollo de los cultivos e interferencias en la polinización de las flores.

### **VIII.7. Los descomponedores de la materia orgánica**

Las cadenas alimentarias con desarrollo en los ambientes acuáticos son fundamentales para explicar la presencia de los compuestos orgánicos en el agua. Los consumidores primarios (larvas, lombrices, gusanos, y muchos otros) se alimentan de hojas, residuos de animales, cadáveres, etc. y liberan en sus desechos sustancias orgánicas solubles. Estos desechos son el alimento de los microorganismos descomponedores, bacterias, protozoarios y hongos unicelulares. Los descomponedores transforman las moléculas orgánicas liberadas por los consumidores primarios (azúcares, almidones, celulosa, proteínas, grasas) en moléculas inorgánicas pequeñas.

Como vimos en VII.11.4, existen miles de bacterias diferentes a nuestro alrededor, y la mayoría de ellas están involucradas en la descomposición de la materia

orgánica. Nos detendremos en dos grupos muy importantes por sus consecuencias sobre la calidad de las aguas: las bacterias aeróbicas y las anaeróbicas.

### *Bacterias aeróbicas y anaeróbicas*

En VII.11.4 analizamos los efectos sobre las reacciones rédox en medios naturales de dos tipos de bacterias: las aeróbicas (requieren oxígeno para vivir) y las anaeróbicas (viven en ausencia de oxígeno). Las *facultativas* proliferan tanto en condiciones aeróbicas como anaeróbicas.

Las bacterias aeróbicas son las más adecuadas para la descomposición o digestión de las sustancias orgánicas biodegradables, por lo siguiente:

- Consumen (descomponen) una enorme variedad de sustancias orgánicas provenientes de los desechos.
- Digieren los desechos orgánicos de forma rápida y completa, sin producir olores desagradables.
- En la mayoría de los casos no generan productos tóxicos.
- Generalmente no causan enfermedades ni a los animales ni a las personas.

Si las aguas no están suficientemente aireadas, el  $O_2$  (dis) por debajo de los valores críticos causa la muerte de las bacterias aeróbicas. La disminución del oxígeno puede deberse a disminución del ingreso, pérdidas por calentamiento (ver VIII.6.2.2), o agotamiento por exceso de consumo bacteriano frente a una cantidad demasiado grande de materia orgánica. Una vez establecidas las condiciones de anaerobiosis, las moléculas orgánicas son descompuestas por las bacterias anaeróbicas, que se desarrollan en ausencia de oxígeno.

Los productos finales de la descomposición anaeróbica de la materia orgánica son sustancias con olores nauseabundos como el amoníaco y los sulfuros, tóxicos para los peces y otras especies y responsables del olor a podrido.

Como ya vimos en VII.11.4, existe un gran número de bacterias anaeróbicas, que se agrupan según la sustancia oxidante que utilizan en reemplazo del oxígeno: nitratos, óxidos de hierro y de manganeso, sulfatos, y otros compuestos.

Un curso de agua “sano” provee a los descomponedores materia orgánica y oxígeno en cantidades adecuadas para que predomine la aerobiosis. Estas condiciones dependen fundamentalmente de las cantidades relativas de oxígeno disuelto en el agua y de materia orgánica a descomponer.



*Si la cantidad de materia orgánica no es demasiado alta y si el oxígeno disuelto es suficiente, el agua se mantendrá limpia y será una fuente de nutrientes para la vegetación.*

*Si la cantidad de materia orgánica es excesiva o si el oxígeno disuelto es insuficiente, el agua se cargará de sustancias tóxicas para los peces y tendrá olor a podrido.*

Las consecuencias de estos procesos se hacen evidente en un problema sumamente importante, la eutrofización de los lagos y embalses.

### **VIII.8. Un caso de contaminación de las aguas: la eutrofización**

A modo de cierre, discutiremos un caso de contaminación donde se aplican conceptos ya vistos en los capítulos VI y VII: la eutrofización, de origen claramente multicausal.

La *eutrofización* puede interpretarse como un aumento de la productividad biológica de los cuerpos de agua, ampliamente difundido en lagos, algunos ríos, estuarios y costas marinas. En griego, *eu* significa bueno, y *trophos* hace referencia a la alimentación. Así, la palabra eutrofización indica “condiciones favorables de alimentación”.

Aunque pueden establecerse pautas generales para describir la eutrofización, el proceso, altamente complejo, involucra factores de validez local, que van desde las características geológicas de la cuenca de alimentación del lago, hasta los aspectos socio-culturales.

El diagnóstico del problema requiere estudios interdisciplinarios de química, biología, microbiología, ecología, limnología, hidrología, ingeniería ambiental, entre otras. Además de los procesos químicos y biológicos, es necesario considerar al menos los siguientes puntos:

- *Aspectos geológicos y geográficos.* El clima, el tipo de rocas y suelos prevalecientes en la cuenca, la profundidad del lago o embalse y las características de afluentes y efluentes, tienen una fuerte influencia sobre el comportamiento físico-químico y biológico del cuerpo de agua. Las represas artificiales son más susceptibles que los lagos naturales frente a la eutrofización.

- *La estratificación térmica de los lagos y los episodios de mezclado.* La estratificación se refiere a la formación, gracias a diferencias en la densidad, de capas o estratos superpuestos con escaso mezclado entre ellos. Los vientos y la temperatura tienen incidencia directa sobre su formación. El fenómeno ocurre en épocas del año determinadas, y está regida por la variación térmica de la densidad del agua.

En los lagos de regiones templadas, durante la primavera y el verano, se establecen al menos tres capas de agua con perfiles térmicos distintos. La más cálida, el *epilimnio*, flota sobre las otras dos. La más fría, de mayor densidad, se ubica en el fondo, el *hipolimnio*. Entre ambas capas se encuentra una tercera, la *termoclina*, con una rápida variación de la temperatura con la profundidad. Mientras dura la estratificación, las aguas de las distintas capas no se mezclan, limitando el intercambio de componentes químicos. Las aguas superficiales, en función del oleaje y la temperatura, se enriquecen con los gases del aire más importantes, el O<sub>2</sub> y el CO<sub>2</sub>. Las aguas del fondo disuelven sales minerales desde los sedimentos o producidas en la descomposición bacteriana de la materia orgánica.

Con la llegada del otoño las temperaturas de las capas se igualan y la estratificación se rompe. Por efecto del oleaje, las aguas del fondo ascienden y las superficiales descienden, episodio que se conoce como *mezclado vertical*. Entonces, el hipolimnio incorpora cantidades importantes de O<sub>2</sub> (dis) y el epilimnio se enriquece en sales minerales, hasta que, con la llegada de la primavera, se establece una nueva estratificación<sup>10</sup>.

- *Componentes socio-culturales.* Las pautas culturales se expresan en las actividades rurales y urbanas. Las acciones, positivas o negativas, inciden sobre la calidad del agua que alimenta el lago. Estas acciones modifican de los terrenos de drenaje, de zonas inundables y de las costas. Son factores de importancia la actividad agropecuaria, las urbanizaciones en el perilago y la utilización del espejo de agua con fines recreativos (motonáutica, pesca deportiva, etc.) o el uso del agua y de la pesca como recursos.

---

<sup>10</sup> En los lagos de climas muy fríos ocurren dos periodos de estratificación, uno en invierno y el otro en verano. Con la llegada de la primavera, el hielo se funde, y las aguas a 0°C se calientan paulatinamente. Cuando alcanzan los 4°C, la temperatura se hace uniforme y se rompe la estratificación. Con el avance de la primavera o el verano, las aguas superficiales se calientan por encima de los 4°C y flotan por encima de las del fondo, que permanecen sin cambios en su temperatura. El proceso se revierte con la llegada del otoño.

Para comprender mejor lo que ocurre en los lagos y embalses eutróficos y su impacto, es útil analizar en primer término los mecanismos de autodepuración en los cuerpos de agua limpios, con baja capacidad nutricional, es decir, *oligotróficos*.

#### VIII.8.1. *Lagos oligotróficos*

Los lagos oligotróficos se caracterizan por presentar contenidos de clorofila menores que  $2,5 \mu\text{g L}^{-1}$ , lo que indica una tasa muy baja de fotosíntesis, propia de una escasa población de algas. Las aguas son transparentes, con bajo contenido de material en suspensión, y poseen oxigenación completa todo el año, con desarrollo de una fauna ictícola de alta calidad. Los suelos de la cuenca y el perilago están preservados por la vegetación, la erosión es mínima y los afluentes y las aguas de escorrentía fluyen limpios hacia el cuerpo de agua.

##### *Condiciones para el desarrollo de las algas*

Dada la escasísima solubilidad de los minerales de fosfato, en los ambientes acuáticos no contaminados existe una deficiencia crónica de este nutriente, considerado el factor limitante de la producción primaria, principalmente como fosfato monoácido,  $\text{HPO}_4^{-2}$ , o diácido,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ , según el pH. Esto es así a pesar de que los contenidos de fósforo en las algas son bajos comparados con los de nitrógeno y carbono. Debido a su alto poder de fijación en los suelos, los fosfatos no son disueltos por las aguas de escorrentía, de modo que las fuentes naturales en un lago oligotrófico son los propios sedimentos y la mineralización de la materia orgánica por la descomposición bacteriana aeróbica.

Al llegar la primavera, a causa del calentamiento progresivo de las aguas superficiales hace disminuir su densidad con respecto a las aguas más profundas y se establece la estratificación. El aumento de la temperatura y de la luz favorece el desarrollo de algas unicelulares, siempre en función de la disponibilidad de nutrientes minerales, principalmente los fosfatos solubles, aportados por el mezclado vertical. Las algas, aunque limitadas en número, agotan los escasos fosfatos en unas pocas semanas y mueren por desnutrición, sedimentan en el fondo del lago y las aguas recuperan su cristalinidad.

Como hay disponibilidad de  $\text{O}_2$  (dis) incluso en las aguas profundas y en los poros de los sedimentos, la descomposición de la materia orgánica se desarrolla mediante bacterias aerobias. El oxígeno supera estequiométricamente a la materia orgánica, de modo que las bacterias no llegan a agotarlo.

Los productos metabólicos de la descomposición aeróbica son, principalmente,  $\text{CO}_2$  y compuestos inorgánicos oxidados, tales como fosfatos, nitratos y sulfatos, nutrientes minerales que se acumulan en las aguas del hipolimnio. Los sedimentos mantienen los óxidos insolubles de hierro y de manganeso, muy importantes ya que adsorben fosfatos, y así disminuyen aún más la concentración de la fracción soluble de este nutriente.

Habrà que esperar hasta la primavera siguiente, para que un nuevo episodio de mezclado vertical restituya los nutrientes en el epilimnio y las algas puedan nuevamente proliferar.

*Los lagos oligotróficos solo mantienen poblaciones reducidas de algas y durante unas pocas semanas al año.*

Las principales formas de nitrógeno asimilables por la mayoría de las plantas son el nitrato,  $\text{NO}_3^-$ , y el amonio,  $\text{NH}_4^+$ . Los nitratos, dada su alta solubilidad, ingresan a los lagos por las aguas de escorrentía y por las lluvias, por lo que no son limitantes de la proliferación de las algas en los lagos oligotróficos.

#### VIII.8.2. *Lagos eutróficos*

La eutrofización puede considerarse como el resultado de un desbalance entre la producción primaria realizada por las algas, y su descomposición bacteriana, con agotamiento del  $\text{O}_2$  (dis) en el hipolimnio. El ingreso continuo de fosfatos al lago desde fuentes exógenas hace que este nutriente deje de ser el factor limitante de la producción primaria. Las aguas superficiales ya no dependen del mezclado vertical para acceder a los fosfatos, de modo que las algas proliferan casi sin límites, con explosiones poblacionales o florecimientos (*booms*), durante la primavera y el verano. Los lagos eutróficos presentan una alta tasa de fotosíntesis, con contenidos de clorofila de hasta  $300 \mu\text{g L}^{-1}$ . En la Figura VIII.37 se muestra un esquema general de las principales etapas de la eutrofización.

Las fuentes más importantes de fosfatos exógenos provienen de los líquidos cloacales, de efluentes de la industria alimentaria y, eventualmente, de líquidos lixiviados de ciertas explotaciones mineras. La erosión, producto de las malas prácticas de laboreo, de los incendios forestales y de la deforestación, aporta al lago aguas de escorrentía con cantidades crecientes de nitratos solubles y material en suspensión, cargado de minerales poco solubles de fósforo.

Las fuentes de nitrógeno son los efluentes cloacales, las aguas de escorrentía rural con fertilizantes nitrogenados y la lluvia con óxidos de nitrógeno ( $\text{NO}_x$ ) proveniente tanto de fuentes naturales como de atmósferas contaminadas.



**Figura VIII.37.** Esquema simplificado de las diferentes etapas del proceso de eutrofización.

Ante el exceso de fosfatos, el nuevo factor limitante es ahora el nitrógeno. Las algas clorófitas incorporan este elemento como nitrato, nitrito o amonio. Ante el agotamiento de estos compuestos, sus poblaciones disminuyen y dejan lugar a las algas *cianofíceas* (*cianobacterias*, *algas verde-azules* o *cianófitas*), algunas de cuyas especies asimilan nitrógeno gaseoso del aire, una fuente inagotable. A partir de este punto, los nuevos factores limitantes serán el carbono (bicarbonatos o dióxido de carbono disuelto) y la luz, ya que las células por debajo de la cubierta espesa de algas morirán por falta de iluminación.

#### *Desarrollo de las bacterias anaeróbicas*

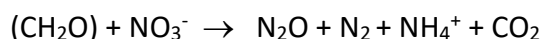
La muerte masiva y posterior sedimentación de tantas algas produce una acumulación de materia orgánica en el hipolimnion. Así, los sedimentos del lago son una fuente permanente de materia orgánica rica en fosfatos, por lo que el problema de la eutrofización subsiste durante mucho tiempo después de haberse suspendido la fuente exógena de estos nutrientes.

Agotado el oxígeno disuelto en las aguas del fondo, la materia orgánica será consumida por una gran variedad de bacterias anaeróbicas, que van desarrollándose en función de los potenciales rédox de los oxidantes disponibles, tal como vimos en VIII.7.

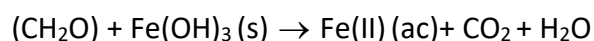
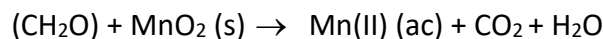
Aparece una serie de cambios biológicos y químicos derivados de las condiciones reductoras del fondo, aumento del pH con liberación de amoníaco gaseoso (tóxico para los peces), y en los casos más severos, sulfuro de hidrógeno, aminas y otros productos específicos de las algas. Estos compuestos son la causa de la pestilencia de las aguas.

La secuencia de la descomposición de la materia orgánica por las bacterias anaeróbicas puede esquematizarse, de manera simplificada, como sigue:

Las bacterias denitrificantes oxidan la materia orgánica, la cual se expresa genéricamente por (CH<sub>2</sub>O) (la mínima unidad) mediante la reducción de los nitratos a óxido de dinitrógeno, nitrógeno gaseoso y amonio, este último tóxico para los peces, según la siguiente reacción global cualitativa (no balanceada):

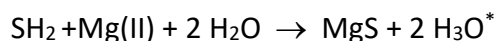
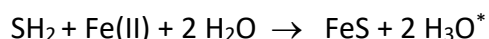
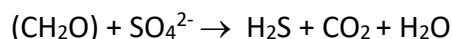


Cuando se agotan los nitratos, los oxidantes que siguen en la secuencia son dos compuestos insolubles presentes en los sedimentos: el dióxido de manganeso y el hidróxido férrico, con una alta superficie específica sobre la que se adsorben los fosfatos. Ambos sólidos se reducen con formación de cationes solubles, Mn(II) y Fe(II) (ecuaciones no balanceadas):

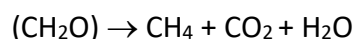


Estos procesos son particularmente importantes por cuanto la disolución de los óxidos libera los fosfatos adsorbidos, lo que favorece aún más la eutrofización.

Siguen las bacterias del azufre, que utilizan sulfatos y dan sulfuros como productos. Según el pH pueden liberarse como sulfuro de hidrógeno, un gas tóxico y nauseabundo, o precipitar como sulfuros metálicos de Mn(II) y Fe(II), altamente insolubles.



Por último, las bacterias metanógenas producen metano (gas de los pantanos), por reacción con dióxido de carbono, de muy bajo poder oxidante.



### *Impacto de la eutrofización sobre la calidad del agua*

En los casos de eutrofización avanzada, la presencia de algas, en particular cianofíceas, deja de ser un fenómeno estacional para transformarse en la situación permanente. La superficie del lago se transforma en una “sopa” espesa y musilaginosa<sup>11</sup> con disminución o pérdida de la transparencia del agua. El exceso de materia orgánica gelatinosa crea serios problemas a la fauna ictícola y a las plantas potabilizadoras, por taponamiento de los filtros.

Eventualmente, algunas variedades de algas verde-azules producen toxinas, (neurotoxinas y hepatotoxinas) que pueden llegar a ser un riesgo para la salud de las personas y de los animales. Algunas veces las algas producen también sustancias como la geosmina, con un fuerte olor desagradable, aunque carentes de toxicidad reconocida.

Otros tóxicos posibles son consecuencia de la cloración realizada con fines de desinfección en las plantas potabilizadoras. El cloro en este caso, al actuar sobre el amonio y sobre algunas sustancias orgánicas presentes en el agua, podría producir cloramina, trihalometanos y compuestos órganoclorados de reconocida toxicidad.

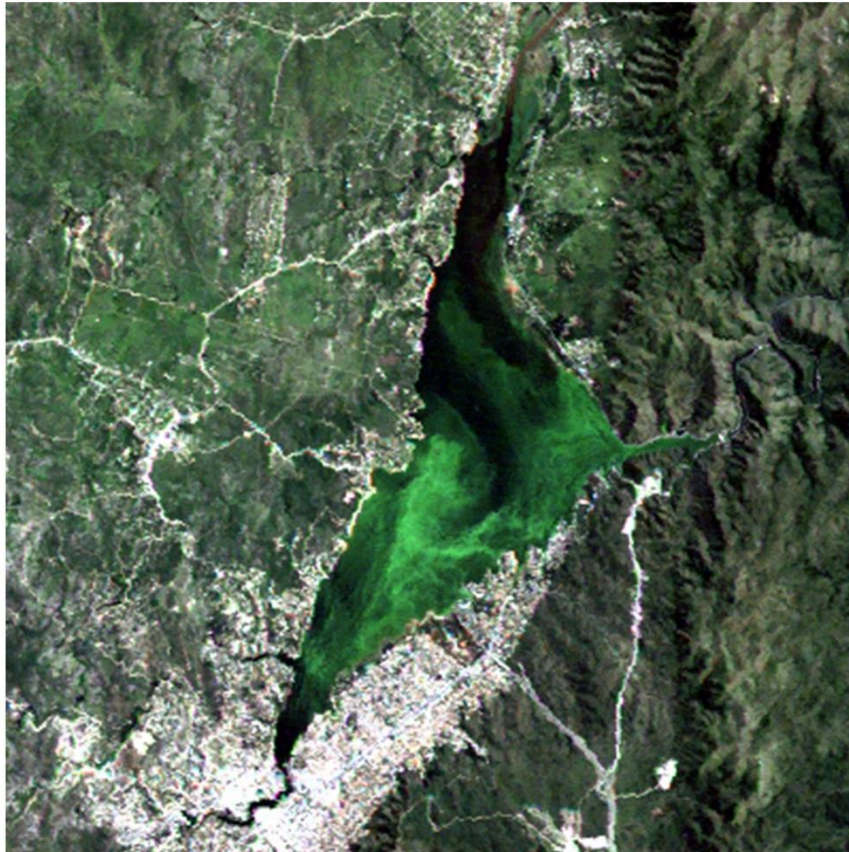
Además del olor a podrido propio de la descomposición anaeróbica de la materia orgánica, se observa disminución de la diversidad de peces y crecimiento severo de plantas acuáticas de raíz en las aguas poco profundas de las orillas.

Los lagos en la provincia de Córdoba son ampliamente estudiados en diferentes instituciones estatales y en grupos de investigación universitarios. Son particularmente interesantes los estudios satelitales desarrollados en el Instituto de Altos Estudios Espaciales Mario Gulich, dependiente de la Comisión Nacional de Actividades Espaciales de Argentina (CONAE) y de la Universidad Nacional de Córdoba. En la Figura VIII.38 se muestra un recorte de una imagen satelital LANDSAT-5TM del embalse San Roque en la provincia de Córdoba, registrada el 18 de enero de 2004. Es una imagen en color real, lograda por análisis de la luz reflejada por la superficie del agua en las bandas 3 (roja), 2 (verde) y 1 (azul) del sensor. Se puede observar la presencia de una mancha verde en el centro del lago, producida por densas poblaciones de algas.

---

<sup>11</sup> El **mucílago** es un polisacárido muy viscoso, presente en muchas plantas y algas. Las algas unicelulares lo segregan, y así el conjunto de células se mantiene cohesionado.

El análisis espectral de las imágenes permite, mediante un estudio comparativo de las señales satelitales con datos directos de parámetros físicos y químicos, establecer una correlación entre los datos espectrales y los niveles de eutrofización, para las diferentes épocas del año. Ejemplos de mediciones de campo son la temperatura, la irradiación solar y variables químicas, como la clorofila  $a$  y el pH, en muestras de agua en diferentes sitios del embalse estratégicamente seleccionados.



**Figura VIII.38.** Recorte de una imagen del Embalse San Roque adquirida el 18 de enero de 2004 por el satélite LANDSAT-5TM de la NASA. Producto descargado del Servicio Geológico de Estados Unidos (USGS) y procesado para ser visualizado en color real por Anabella Ferral, Instituto de Altos Estudios Espaciales Mario Gulich CONAE / UNC.

La eutrofización se manifiesta en el curso de pocas décadas, en respuesta a un ingreso sostenido de formas asimilables de fósforo y nitrógeno que, lejos de ser tóxicos, son vitales tanto para vegetales como para animales. Esto es un buen ejemplo de que los problemas de contaminación no siempre resultan del volcado directo de contaminantes tóxicos en los cursos de agua, en el aire o en el suelo, sino que los efectos indeseados responden a procesos físicos, químicos, biológicos, geológicos y climáticos, no siempre fáciles de prever.



### VIII.9. Sólidos en suspensión y turbidez

Los *sólidos en suspensión* y la *turbidez* merecen una mención especial. Naturalmente el agua de arroyos, ríos y lagos contiene una cierta cantidad de partículas en suspensión, de tamaño variable, aunque muy pequeño, por debajo de 0,1 mm. Este material está formado por partículas de limo, arcilla, materia orgánica y microorganismos. Es deseable que el material en suspensión se mantenga en niveles bajos para garantizar la transparencia del agua y para evitar que el material depositado interfiera con la vida que se desarrolla en el fondo.

En los ríos y arroyos la cantidad de sólidos en suspensión es un indicador de la erosión en la cuenca y en las márgenes, considerablemente acelerada cuando se extraen áridos en zonas inadecuadas.

Niveles próximos a 1 g/L de material en suspensión producen daños severos a la biota, desde el fitoplancton hasta los peces, por disminución de la luz, entre otras causas. Otro efecto importante es la capacidad de las partículas, sobre todo las de menor tamaño, de retener diferentes sustancias por adsorción (adherencia superficial). De este modo el material en suspensión transporta a lo largo del río nutrientes minerales, principalmente fosfatos, además de numerosas sustancias de diverso origen. Algunas son naturales y otras se derivan de las acciones humanas, como los biocidas de uso agrícola o los metales pesados, que llegan a los cursos de agua en las aguas de escorrentía de sitios urbanos o industriales contaminados.

La extracción de áridos es una práctica corriente en muchos de nuestros ríos secanos, provocando un daño que no siempre es evaluado en su justa dimensión. Un ejemplo es el caso del Río Suquía. Después de abandonar la ciudad de Córdoba, además del material en suspensión proveniente de la erosión y de las aguas de escorrentía urbana cargadas de polvo atmosférico, hay que sumar lo aportado por la extracción de áridos, que son lavados en el mismo río.

En algunos casos las canteras de explotación extraen arena de antiguos cauces, dejando al descubierto grandes socavones que se llenan de agua, y son comúnmente utilizados como receptores de basura. Se forman lagunas por infiltración de agua de la capa freática, y en ellas se desarrollan importantes comunidades de algas productoras de materia orgánica que se acumula en el fondo, donde las bacterias agotan el oxígeno disuelto, se produce anoxia y, en consecuencia, olor a podrido.

### **VIII.10. Breves comentarios sobre la contaminación**

La contaminación de las aguas es una noción relativa: es un cambio desfavorable con referencia a un estado inicial "natural", el cual es también difícil de establecer, puesto que los impactos humanos son múltiples, diversos y de larga data. Corriendo el riesgo de sobresimplificar, podemos decir que las causas de la contaminación se deben fundamentalmente a modificaciones locales del ciclo del agua que inciden sobre la capacidad de dilución o de mezclado de los ríos y lagos, sobrepasando sus mecanismos de autodepuración. La tala de bosques y el sobre-pastoreo, con su inevitable consecuencia de erosión, las explotaciones mineras, el volcado de efluentes municipales o industriales sin tratar, tienen efectos negativos directos, al igual que la contaminación térmica, causante de la pérdida del oxígeno disuelto. La contaminación es una muestra evidente de que los volcados de compuestos químicos perjudiciales han superado la capacidad de auto-depuración de las aguas. A esto deben sumarse compuestos de síntesis, inexistentes en la naturaleza, como algunos biocidas y que carecen de mecanismos de biodegradación. Los cationes de los metales pesados, la mayoría tóxicos, son contaminantes comunes producidos por la industria y la minería.

Durante millones de años el agua ha sido el soporte de la vida en nuestro planeta, y lo seguirá siendo pues es insustituible. La cantidad de agua de que disponemos, si bien limitada, alcanzará para todos si la administramos con sabiduría. Es por ello que la toma de conciencia de nuestra responsabilidad frente a las generaciones futuras se torna un deber ético insoslayable.

## ACTIVIDADES DEL CAPÍTULO VIII

### VIII.11. Actividades con lápiz y papel. Para pensar al agua en seco

#### VIII.11.1. La importancia del agua

1. ¿En qué regiones del universo es más probable la existencia de agua? ¿Bajo qué estado de agregación? ¿Cómo se la detecta?
2. ¿En qué regiones del sistema solar es más abundante el agua?
3. ¿Por qué se afirma que la Tierra es el único planeta del sistema solar capaz de tener agua líquida en superficie?
4. ¿Por qué los astrónomos sospechan la existencia de alguna forma de vida en el pasado de Marte?
5. Mencione algunas de las razones por las que el agua es imprescindible para la vida.

#### VIII.11.2. El ciclo del agua

1. ¿Cuánta agua tenemos en el planeta? ¿Es poca o mucha?
2. Discuta los principales reservorios y flujos asociados al ciclo del agua, la velocidad de circulación entre los reservorios y los tiempos de residencia.
3. ¿Por qué el agua es un recurso natural renovable?
4. ¿Es posible que el agua se “limpie” a sí misma? Explique los procesos físicos y químicos involucrados.
5. Indique cuál es la fuente energética que moviliza el ciclo del agua.
6. Comente la siguiente afirmación: algunos autores indican que el ciclo del agua es el ciclo madre porque moviliza todos los demás ciclos materiales del planeta.

#### VIII.11.3. Las propiedades fisicoquímicas del agua

1. ¿Por qué se dice que el agua es una sustancia “anómala”?
2. Describa desde el punto de vista cualitativo la estructura de la molécula de agua.
3. Discuta la unión puente H en el agua y compárela con la de otros compuestos.
4. Describa la estructura del hielo.
5. Compare las entalpías de fusión y de vaporización del hielo y del agua respectivamente. ¿Qué información proporciona la relación entre ambos valores? Haga

lo mismo en relación con las capacidades caloríficas del hielo, del agua y del vapor.

6. Compare los parámetros térmicos del agua con los de otras sustancias. ¿Cuáles son sus conclusiones?
7. Explique por qué la tensión superficial del agua es tan elevada. Compare con los valores de tensión superficial de otros líquidos.
8. ¿Qué puede ocurrir si dejamos una botella de gaseosa expuesta al sol de la siesta en un día de verano?

#### *VIII.11.4. Consecuencias ambientales de las propiedades fisicoquímicas del agua*

1. Mencione algunas de las consecuencias ambientales de las propiedades físico-químicas del agua. Relacione dichas propiedades con el carácter imprescindible del agua para la vida.
2. Comente algunas de las consecuencias de que el hielo sea menos denso que el agua líquida a la temperatura de fusión (0°C, 1 atm.)
3. ¿Por qué se puede patinar sobre hielo?
4. El hielo es un mal conductor del calor. ¿Qué efecto tiene sobre la fauna ictícola la cubierta de hielo en los lagos de las regiones muy frías?
5. Indique cómo inciden las propiedades térmicas del agua en la regulación del clima.
6. Una parte importante del agua que se evapora en el ecuador y en los trópicos se precipita como lluvia en latitudes mayores. ¿Qué efecto tiene esto sobre la distribución de energía térmica en el planeta?
7. Discuta los perfiles térmicos y estacionales de los lagos profundos en relación con las propiedades fisicoquímicas del agua.
8. Comente algunas de las consecuencias de la elevada tensión superficial del agua en el desarrollo de la vegetación. ¿Cómo se retiene la humedad del suelo? ¿Cómo asciende el agua hacia las copas de los árboles más altos? ¿Existe un límite para la altura de los árboles?
9. ¿Cuál es el efecto observable de la presencia del detergente en superficies engrasadas? Busque en bibliografía qué ocurre con el agregado de detergente al agua y por qué su presencia permite el lavado de superficies grasosas.
10. En los incendios de campos los bomberos suelen agregar detergente al agua de sus mochilas, para facilitar su dispersión sobre el fuego. Explique este efecto.
11. Comente el efecto negativo de la contaminación por detergentes en los procesos de polinización.

12. El agua de mar es salada, sin embargo, los témpanos y las nubes que se forman a partir de ella son de agua dulce. Explique por qué.

#### *VIII.11.5. Las nubes*

1. ¿Bajo qué estados de agregación se encuentra el agua de las nubes?
2. ¿Cómo se forma el arco iris? ¿Por qué las nubes son blancas, grises o moradas? ¿De qué depende dicha coloración?
3. Comente el significado de los siguientes términos: gota de nube, núcleos de condensación y de solidificación, velocidad de caída terminal.
4. ¿Qué se entiende por nubes cálidas y nubes frías? ¿Qué diferencias existen entre ellas?
5. ¿Qué es el agua sobre-enfriada?
6. ¿En qué tipo de nubes pueden observarse truenos y relámpagos?
7. ¿Cuándo es probable que se produzca granizo?

#### *VIII.11.6. La química de las aguas naturales*

1. Mencione algunos de los factores que determinan la composición de las aguas superficiales. ¿Qué incidencia tiene la estructura de la molécula de agua en sus propiedades como disolvente?
2. ¿Por qué el valor del pH del agua de lluvia no es 7 sino 5,6? ¿Por qué el agua que percola en los suelos ricos en materia orgánica tiene un pH menor que el agua de lluvia que le dio origen?
3. ¿Qué incidencia tiene la presencia de caliza sobre las aguas que escurren a los ríos y lagos? ¿Qué se entiende por dureza del agua?
4. ¿Cuál es el origen probable de los cationes divalentes  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{Mg}^{2+}$  presentes en las aguas de pozo?
5. ¿Cuáles son las reacciones químicas más importantes en los ríos y lagos? ¿Son beneficiosas o perjudiciales para los seres vivos?
6. ¿Cuáles son las principales sustancias inorgánicas presentes en los cursos de agua no contaminados?
7. Discuta el concepto de matriz orgánica del agua. ¿Qué significa que la materia orgánica sea biodegradable?

### VIII.11.7. Contaminación de ríos y lagos. Eutrofización

1. Indique el papel que cumplen los microorganismos en los procesos de descomposición de la materia orgánica del agua. ¿Cuáles son los factores desencadenantes de las condiciones de anaerobiosis en ríos y lagos?
2. ¿Tiene algún efecto sobre la composición del agua que ésta fluya o que se encuentre estancada? ¿Puede una variación de temperatura ejercer alguna influencia sobre la composición química de los ríos y lagos?
3. Mencione las principales diferencias entre los productos de la descomposición aerobia y anaerobia de la materia orgánica presente en lagos y embalses. ¿De qué depende la predominancia de una u otra forma de descomposición?
4. ¿Qué se entiende por aguas sépticas? ¿Cómo se originan? ¿A qué se debe el olor a podrido en el agua?
5. Las concentraciones de numerosas especies en los ríos y lagos cambian con las horas del día y estacionalmente. ¿A qué se puede deberse este comportamiento? Busque ejemplos.
6. Describa brevemente las causas de la estratificación térmica y los episodios de mezclado vertical en los lagos y embalses de climas templados.
7. Comente las características más relevantes de los lagos o embalses oligotróficos. ¿A qué se debe que los florecimientos de algas sean escasos y sólo duren unas pocas semanas?
8. ¿Por qué los fosfatos son el reactivo limitante en la proliferación de las algas?
9. ¿Cuáles son las fuentes de fosfatos asimilables por las algas en los lagos oligotróficos?
10. Comente las características más relevantes de los lagos o embalses eutróficos. ¿A qué se debe que las algas proliferen prácticamente durante todo el año?
11. ¿Cuáles son las consecuencias del avance de la eutrofización de los lagos?

### VIII.12. Actividades para meter las manos. Hagamos agua

#### Objetivos

Se pretende que, mediante estas prácticas, los alumnos adquieran gradualmente los conocimientos y las destrezas necesarias para comprender, en términos cualitativos:

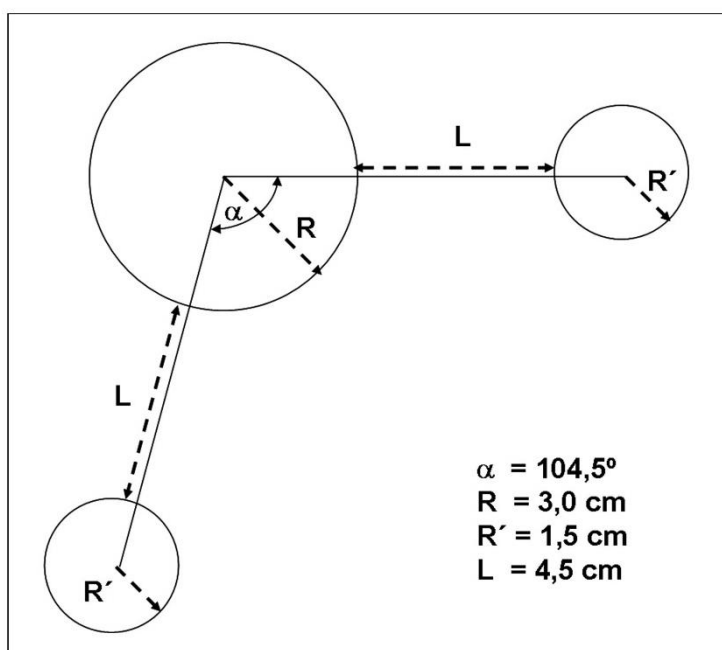
- Las propiedades estructurales de la molécula de agua.
- La naturaleza del puente H y sus consecuencias.
- La estructura del hielo y sus implicancias ambientales.

- Las propiedades fisicoquímicas del agua y su incidencia en el ambiente.
- Algunas de las reacciones químicas que ocurren en el agua.

### VIII.12.1. Un modelo tridimensional para el hielo

Se tratará de reproducir uno de los modelos tridimensionales de barras y esferas del hielo normal o hexagonal (tipo  $I_h$ ) con el objeto de facilitar la comprensión espacial de su estructura, como así también la incidencia del ángulo de enlace y de la disposición tetraédrica de los enlaces intra- e ínter-moleculares del agua sobre la estructura del cristal. Debe quedar claro de qué forma dicha distribución tetraédrica determina los hexágonos propios de la estructura del hielo. Para ello partiremos de una plantilla orientadora donde se ubican los tres “átomos” de una “molécula de agua” manteniendo el ángulo de enlace y en cierta forma las proporciones entre las distancias de enlace, Figura VIII.39.

En las moléculas no existe una distancia fija entre cualquier par de átomos, debido a las constantes vibraciones moleculares. En la práctica se trabaja con la distancia promedio entre los núcleos de dos átomos enlazados, a la que se denomina distancia o longitud de enlace. Para la unión covalente O-H se ha estimado en 101 pm, en tanto que para el puente hidrógeno es de 175 pm. Asignaremos 9 cm entre los centros de las esferas a la longitud del enlace covalente. Como las esferas tienen 3 cm y 1,5 cm de radio respectivamente, la distancia entre las esferas es  $L = 4,5$  cm. En la maqueta le asignaremos a la distancia de unión puente hidrógeno 12,5 cm, y al descontar los radios de las esferas, esto hace que la distancia entre ellas sea de 8 cm.



**Figura VIII.39.** Esquema de una plantilla para el armado de estructuras que simulan una molécula de agua.  $\alpha = 104,5^\circ$  es el ángulo de enlace,  $L$  equivale a la longitud de enlace,  $R$  y  $R'$  son los radios de las esferas usadas en la maqueta. Ver texto para más detalles.

### Elementos a utilizar

Esferitas de *telgopor*, 12 de 6 cm de diámetro de color rojo y 24 de 3 cm de diámetro blancas.

Palillos de 11 cm de largo

Palillos de 7 cm de largo

Transportador

Regla

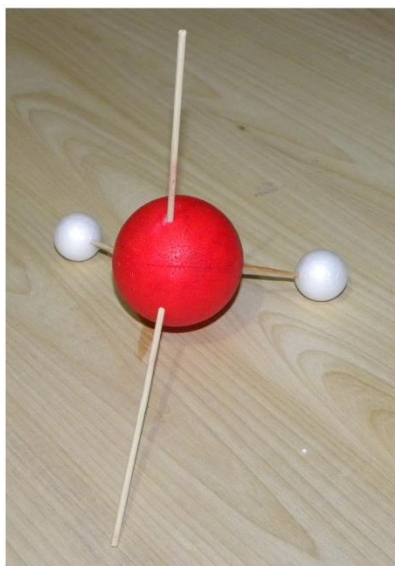
Compás

Pegamento

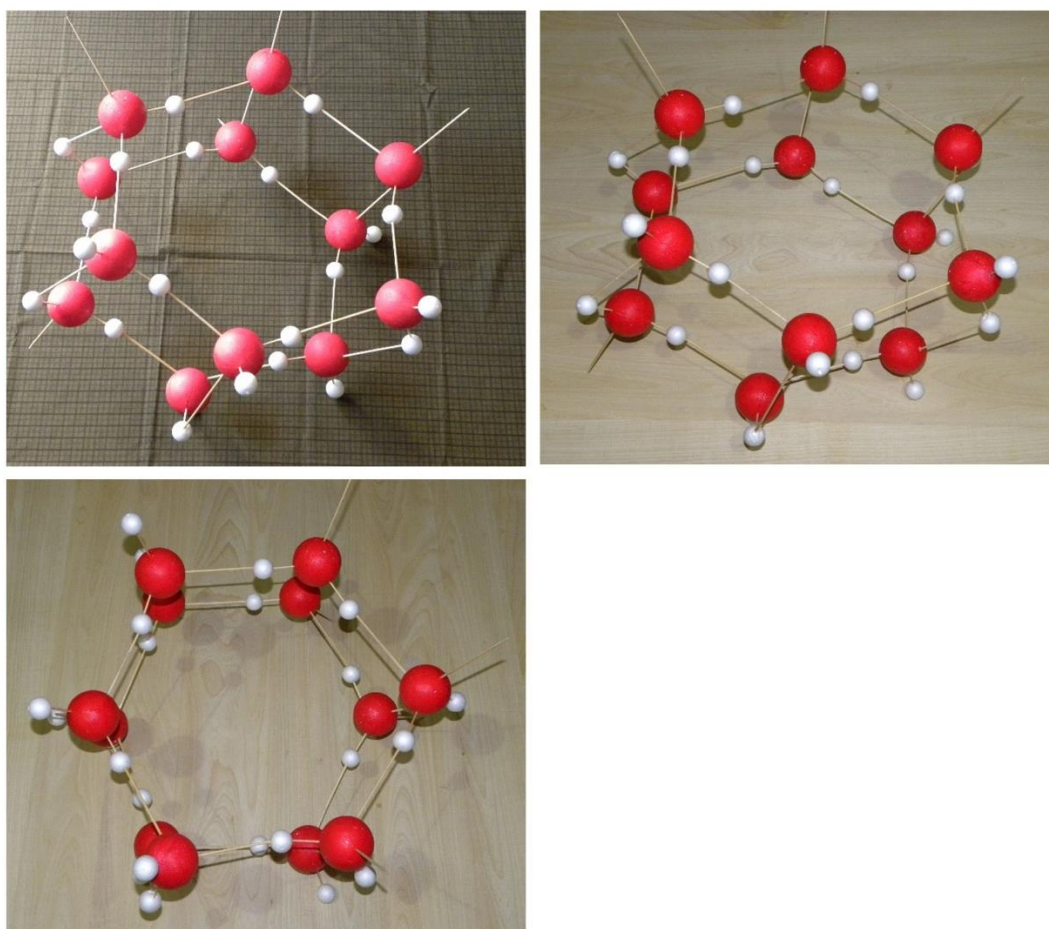
### Procedimiento

1. Realice en una cartulina el dibujo mostrado en la Figura VIII.39. Para ello utilice transportador, regla y compás. Mantenga los ángulos y longitudes indicadas ya que éstos siguen una escala que se aproxima a los valores de ángulos y longitudes de enlace de la estructura del hielo hexagonal tipo  $I_h$ .
2. Recorte los círculos para dejar huecos en la cartulina para obtener la plantilla.
3. Coloque en el hueco circular más grande la esfera de 6 cm de diámetro, y en los más pequeños las de 3 cm de diámetro. Inserte los palillos de 7 cm y conecte las esferas respetando los ángulos y las longitudes indicadas en la plantilla. Asegure las uniones entre los palillos y las bolitas con pegamento para que la estructura quede rígida.
4. Repita hasta tener 12 estructuras representativas de otras tantas moléculas de agua.
5. Añada a cada "molécula" dos palillos de 11 cm de largo de forma tal de obtener un tetraedro, tal como se indica en la Figura VIII.40. Para facilitar la tarea utilice la plantilla.
6. Conecte las "moléculas" entre sí mediante palillos, de acuerdo con la estructura predicha por el puente H. Recuerde que cada molécula se une con otras cuatro: si consideramos una molécula "A", el oxígeno se une con dos hidrógenos pertenecientes a otras dos moléculas, "B" y "C". A su vez, cada uno de los hidrógenos de "A" se unen a sendos oxígenos pertenecientes a otras dos moléculas, "D" y "F". La "longitud del enlace" en esta maqueta es de 8 cm, Figura VIII.41.





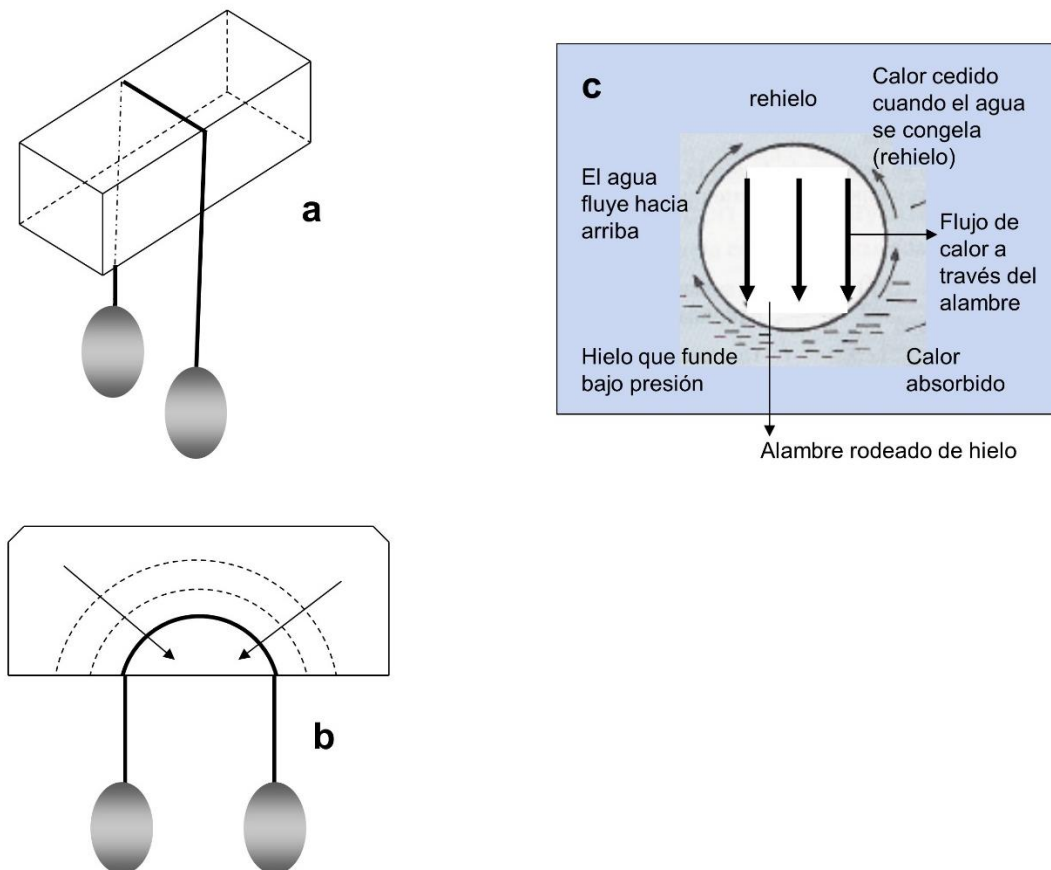
**Figura VIII.40.** Maqueta de una molécula de agua donde se indican las orientaciones de los pares de electrones no compartidos del oxígeno, a través de los cuales se formarán las uniones puente hidrógeno.



**Figura VIII.41.** Diferentes vistas de la maqueta terminada.

VIII.12.2. Fusión del hielo supuestamente por presión. Un experimento donde hay gato encerrado

Una de las consecuencias de que el agua se dilate al congelarse es que la temperatura de fusión del hielo puede disminuir si se le aplica una presión suficientemente elevada. Una supuesta demostración de la disminución del punto de fusión del hielo por aumento de la presión sería el experimento que James T. Bottomley propuso en 1872 y cuya interpretación generó una polémica que ha durado casi hasta nuestros días. Un hilo delgado del cual cuelgan pesas se coloca sobre una barra de hielo colocada horizontalmente sobre dos soportes, según se muestra en la Figura VIII.42.a. Pasado un tiempo, el alambre comienza a atravesar el bloque de hielo sin cortarlo.



**Figura VIII.42.** Experimento de Bottomley. **a.** Una barra de hielo soporta la sobrepresión ejercida por un alambre del que cuelgan pesas. **b.** Corte de la barra de hielo y del hilo mostrando la trayectoria del alambre a medida que atraviesa el hielo. **c.** Sección del alambre dentro del hielo. Las flechas indican el ascenso del agua fundida, la dirección del flujo de calor y las zonas erróneamente atribuidas a la fusión por presión. También se indican las zonas de regelamiento.

De acuerdo con la explicación propuesta por Thomson (el hermano de Lord Kelvin) en 1857 y generalmente aceptada, la presión ejercida por el hilo en dirección vertical hace que el hielo en contacto con la base de éste (frente) se funda, y el agua resultante fluya en una delgada capa alrededor del hilo hasta alcanzar la cara opuesta (parte posterior) donde se recongela. Ver Figura VIII.42.b y c. Debido a que el aumento de presión disminuye el punto de fusión del hielo, la temperatura en el frente es más baja que la de la parte posterior por el calor liberado por el recongelamiento o regelación. Este calor fluye hacia abajo a través del hilo (si éste es conductor del calor) y a través del mismo hielo. Este calor se emplea para continuar con el proceso de fusión bajo presión. El proceso de regelación ha sido estudiado en minuciosos experimentos bajo el microscopio, y es sumamente lento.

Sin embargo, la gran mayoría de las propuestas experimentales que se encuentran en los libros son inadecuadas, e incurrir en interpretaciones erróneas de los resultados.

Si se quiere verificar experimentalmente de manera correcta la fusión por presión, deben tenerse en cuenta las siguientes consideraciones:

- 1) La fusión del hielo debe ser consecuencia del incremento de la presión, y no del calentamiento del hielo mediado por el hilo, generalmente metálico y por lo tanto buen conductor del calor. Si el alambre y las pesas están a la temperatura de la habitación donde se realiza el experimento, digamos a 25°C, el hielo se está fundiendo mayoritariamente por calentamiento directo y no por presión. Generalmente el hielo se forma en un congelador de baja temperatura (*freezer*) y suele estar a -10°C o -15°C. Tanto el aire como el hielo son malos conductores del calor, no así el alambre metálico. Por lo tanto éste transmite calor al hielo de acuerdo con una diferencia de temperatura entre el hielo y el aire de al menos  $\Delta t = [25 - (-10)]^\circ\text{C} = 35^\circ\text{C}$ . Cuanto mayor sea el diámetro del alambre o mayor sea la conductividad térmica del alambre, más rápidamente será atravesada la barra de hielo. Podrá observarse que una tanza de plástico prácticamente no avanza a través del hielo mientras que un alambre de cobre sí lo hace, tal como se podrá verificar en el experimento propuesto a continuación.
- 2) Para la fusión por presión, el experimento debe realizarse a baja temperatura, generalmente en una cámara frigorífica o en un termostato adecuado donde todos los objetos se encuentren a la misma temperatura que el hielo, prácticamente 0°C y que esta temperatura se mantenga constante.
- 3) Si el experimento se realiza a baja temperatura, ocurre a una velocidad muy lenta. El tiempo necesario para atravesar la barra se mide en días, semanas, y

hasta meses, dependiendo del grosor de la barra de hielo, el material que constituye el hilo y su diámetro, y la sobrepresión ejercida. Contrariamente a lo que ocurre cuando el experimento se realiza a temperatura ambiente, los hilos malos conductores del calor como el nailon se desplazan más rápidamente que los buenos conductores, como cobre, plata y acero. Esto se debe a que el calor liberado en el regelamiento se disipa (se pierde) a través del alambre en vez de fluir hacia el hielo del frente, lo que retarda el proceso de fusión. Este efecto es tanto más marcado cuanto mayor es la conductividad del metal del alambre. Esto es lo contrario a lo observado cuando el experimento se realiza a temperatura ambiente, donde a mayor conductividad térmica, mayor rapidez de avance en el hielo.

- 4) Las sales y los gases disueltos en el agua, en general las impurezas, producen una disminución de la temperatura de fusión del hielo por efecto crioscópico. Por los movimientos convectivos del agua proveniente del hielo fundido, estas impurezas se acumulan en la cara posterior del hilo, dificultando el regelamiento y disminuyendo la liberación de calor. Este efecto disminuye la velocidad de avance del hilo. Las microburbujas de aire y los efectos del borde de los pequeños cristales compactados (granos) que forman la barra de hielo también retardan el avance del hilo. Estos efectos de burbujas e impurezas son importantes. Por lo tanto, el experimento debe realizarse con hielo obtenido a partir de agua destilada de alta pureza y desgasificada, crecido muy lentamente, de modo de obtener un monocristal sin burbujas (hielo perfectamente transparente).

Obviamente, las condiciones requeridas para la realización correcta del experimento no son accesibles en un laboratorio escolar. Consideramos que no habría inconvenientes en realizar el experimento tal como lo presentan generalmente los libros, si se discute con los alumnos los fenómenos observados y se los interpreta correctamente. Es también una muy buena oportunidad para conversar acerca de los errores que todos podemos cometer, incluso los autores de los libros. La advertencia es más pertinente aún para los contenidos tomados de Internet, generalmente de publicación libre, cuando no están sometidos a las evaluaciones de pares y editores. La publicación de libros electrónicos debe cumplir con todos los criterios de calidad y nivel académico que acompañan a las versiones en papel. Si bien lo anterior no es garantía de ausencia de errores, éstos son menos probables (los jueces perfectos no existen).

En las actividades que se proponen a continuación trataremos de ver los efectos sobre la velocidad de desplazamiento del alambre por calentamiento según el material, grosor del hilo, y masa de las pesas.

Organizar a los alumnos en dos grupos, de modo que puedan realizarse los dos experimentos en paralelo.

*Experimento 1 Efecto de la conductividad térmica del material del hilo en el experimento de Bottomley*

**Elementos a utilizar**

- 1 barra de hielo de 3 x 4 x 12 cm aproximadamente
- Alambre delgado de cobre y tanza o sedal de pesca, ambos del mismo diámetro
- 1 recipiente de aproximadamente 10 x 15 cm, cuya altura dependerá del tamaño de las pesas.
- Pesas u objetos de metal de igual masa, entre 300 - 400 g
- 1 plato o bandeja para contener derrames.
- Soportes de madera o de plástico para apoyar las barras de hielo.

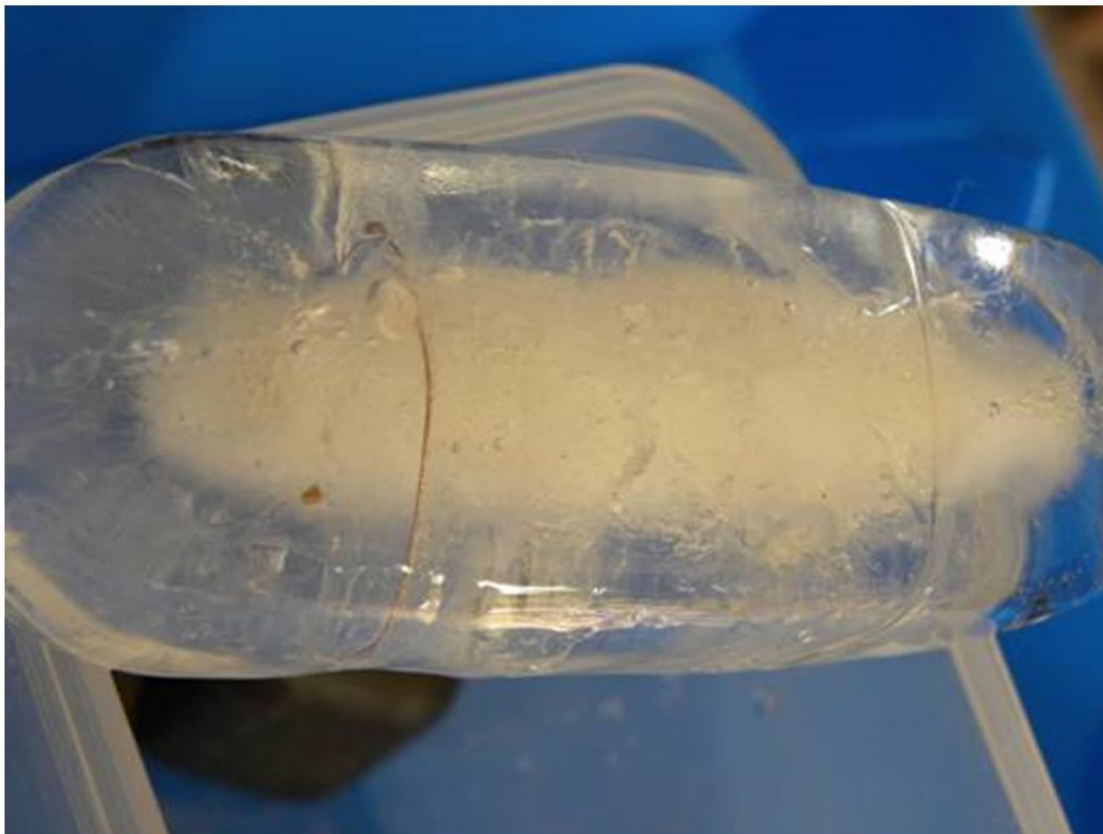
La opción más adecuada sería un recipiente de plástico transparente para facilitar la visualización del experimento, cuya profundidad sea compatible con el largo de las pesas. En la Figura VIII.43 el recipiente es de aproximadamente 25 cm de alto. La boca debe ser menor que el largo de la barra de hielo, para que se apoye con comodidad.



**Figura VIII.43.** Cómo organizar el experimento de Bottomley. Se necesita apoyar la barra de hielo sobre un soporte adecuado. En este caso se ha utilizado un recipiente de plástico que además permite recoger la mayor parte del agua de deshielo. La profundidad del recipiente debe ser adecuada al largo de las pesas. Una bandeja u otro recipiente similar evita los derrames.

### Procedimiento

1. Montar la barra de hielo sobre los bordes del recipiente plástico, según se indica en la Figura VIII.43.
2. Colocar un alambre fino de cobre y una tanza o sedal de pesca, ambos aproximadamente del mismo grosor, sobre la barra de hielo. Tratar que ambos queden alejados entre sí y de los bordes de la barra, como en la Figura VIII.43.
3. Colgar pesas iguales en la tanza y el alambre. Observar la situación inicial del alambre y la tanza respecto de la barra de hielo.
4. Observar cuidadosamente cada dos o tres minutos qué ocurre con las superficies de contacto del alambre y de la tanza con la barra de hielo y comparar. En la Figura VIII.44 se muestra el avance de los hilos sobre la barra de hielo.
5. Interprete los resultados a la luz de las discusiones previas.



**Figura VIII.44.** El experimento en curso. El alambre de cobre, a la izquierda, ha penetrado en el hielo aproximadamente 3 cm, y el hielo se ha solidificado por encima de él. A la derecha se observa la tanza de plástico, que se mantiene por fuera del hielo, aun cuando las pesas son iguales en ambos casos y por lo tanto ejercen la misma presión. Esto demuestra que el hielo no se está fundiendo por presión sino en virtud de la conductividad térmica del cobre.

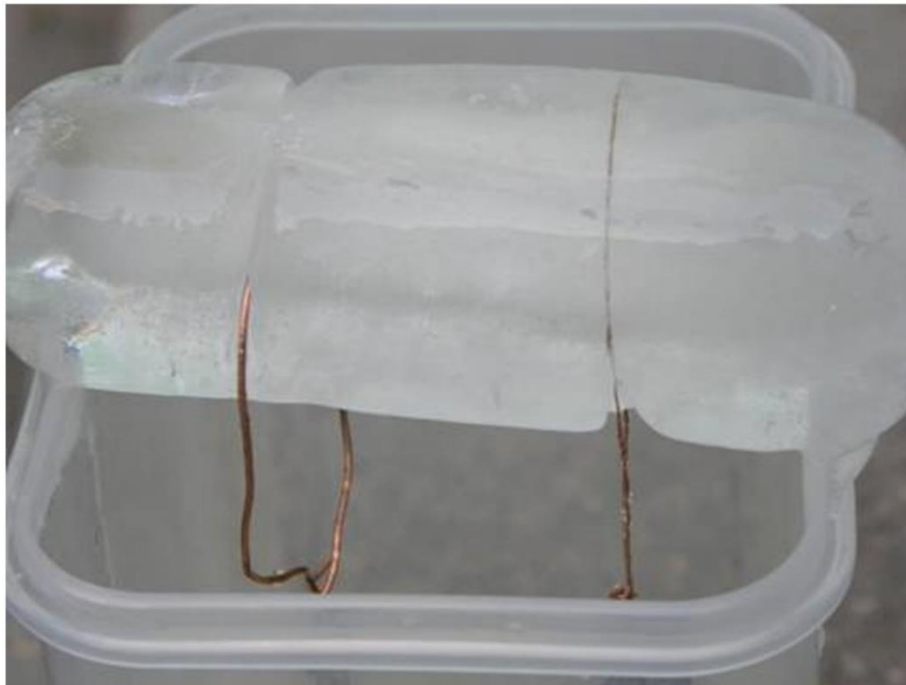
*Experimento 2      Efecto del grosor de los alambres de cobre en el experimento de Bottomley*

**Elementos a utilizar**

- 1 barra de hielo de 3 x 4 x 12 cm aproximadamente
- Alambres delgados de cobre de dos grosores diferentes
- Recipiente, bandeja y pesas del experimento anterior.

**Procedimiento**

1. Montar la barra de hielo sobre el recipiente como en el experimento anterior y colocar los dos alambres de cobre.
2. Colgar de cada alambre pesas iguales, y observar la situación inicial de los alambres respecto de la barra de hielo.
3. Observar cuidadosamente cada dos o tres minutos lo que ocurre con las superficies de contacto entre los alambres y la barra de hielo. Compare lo observado en uno y otro caso. En la Figura VIII.45 se muestran los avances de cada alambre.
4. Interprete los resultados a la luz de las discusiones previas.



**Figura VIII.45.** El mismo experimento, pero con dos alambres de diferente grosor. El alambre de la izquierda ha penetrado en mayor medida dentro de la masa de hielo, a pesar de que la presión ejercida es menor (pesas iguales sobre una superficie de contacto mayor). Evidentemente, el mayor volumen de cobre favorece el calentamiento local. Nuevamente, esto demuestra que el hielo no se está fundiendo por presión.

### **Procesamiento de los datos**

Es muy importante discutir con los alumnos que el hilo se ha introducido en el hielo porque ha favorecido la fusión por calentamiento local. Si bien la fusión por presión también ha ocurrido, contribuye en mucho menor medida al fenómeno observado.

Comentar con los alumnos:

- Cuáles hubieran sido los resultados esperados si los mismos experimentos de hubieran llevado a cabo en una cámara a 0°C.
- Qué diferencias deberían observar entre el experimento realizado en un día de mucho calor y en otro de mucho frío.
- La importancia del juicio crítico, y la posibilidad de que los libros contengan datos erróneos y a veces interpretaciones equivocadas, y la necesidad de consultar más de una fuente bibliográfica.

#### *VIII.12.3. Diferencias entre fase gaseosa y fase condensada. ¿Qué son la niebla y las nubes?*

Es común que en las mañanas húmedas de invierno o en las montañas cuando hace frío y hay humedad quedemos envueltos en mantos de niebla. Si son muy espesos, disminuyen la visibilidad, al punto que a veces es necesario cerrar los aeropuertos.

¿Qué es la niebla? ¿Es agua en estado gaseoso? ¿Es vapor? ¿Es agua líquida? ¿Por qué podemos ver la niebla? ¿Y las nubes? Sabemos que la niebla y las nubes a nivel del suelo son la misma cosa, por lo tanto, lo que averigüemos sobre la niebla lo podremos hacer extensivo a las nubes, siempre que estén muy bajas.

### **Elementos a utilizar**

- Puntero láser
- Perfume en aerosol
- Agua
- Vaso
- Papel blanco
- Rociador con agua.

### **Aclaración**

Es común llamar erróneamente “aerosol” al recipiente metálico que contiene un gas propelente a presión y un líquido determinado, separados en dos fases claramente diferentes. En realidad, el aerosol se forma afuera del recipiente, cuando se acciona la válvula y el gas a presión atraviesa el líquido dispersándolo. Ambos salen al exterior bajo



la forma de un grupo de partículas muy pequeñas suspendidas en el aire. Llamamos aerosol a esta dispersión coloidal.

### **Procedimiento**

1. Encienda el puntero láser y haga incidir el haz de luz sobre una pared alejada. Observe y responda las siguientes preguntas. ¿Podemos ver el haz de luz del láser cuando atraviesa el aire? ¿Lo vemos cuando impacta sobre un sólido como la pared?
2. Ahora ilumine con el haz del láser un vaso con agua. ¿Es posible visualizar la luz cuando impacta sobre un líquido?
3. Rocíe el aire con un poco de perfume y luego haga pasar la luz del láser a través del aerosol formado y observe. ¿Puede visualizar el trayecto del haz a través del aerosol? El aerosol, ¿es un gas?
4. Rocíe con perfume en aerosol un papel dentro de un vaso y observe. Probablemente pueda ver pequeñas gotitas sobre la superficie del papel o del vaso. ¿Qué conclusiones obtiene acerca del estado de agregación del perfume en el aerosol?
5. Rocíe el aire con un poco de agua empleando un pulverizador y luego haga pasar la luz del láser a través del aerosol formado. ¿Qué se observa?
6. Caliente un poco de agua en una pava y cuando hierva haga incidir la luz del Láser sobre la niebla formada. Compare lo observado con el aerosol de perfume. ¿A qué conclusión llega respecto al estado de agregación del agua en la niebla?

#### *VIII.12.4. ¿Cuál es la forma más fácil de agrupar partículas que flotan? La tensión superficial del agua*

El siguiente experimento parece tener algo de mágico, pero es sólo el resultado de una de las propiedades del agua que reflejan la estructura de sus moléculas, y la forma en que se relacionan entre ellas, según se encuentren en el seno del líquido o en su superficie. Estamos hablando de la tensión superficial, que puede disminuir por el agregado de sustancias tensioactivas, como detergente o jabón. En este experimento se desparraman partículas de pimentón en la superficie del agua, y posteriormente se agrega una pequeña cantidad de detergente en el centro del recipiente. La disminución local de la tensión superficial causará el alejamiento del pimentón hacia la periferia, arrastrado por las moléculas de agua, traccionadas hacia zonas donde la tensión superficial mantiene su valor original. Ver la Figura VIII.46.



**Figura VIII.46.** Plato con agua en el que se han dispersado partículas de pimentón. **a.** Antes del agregado de detergente el pimentón está uniformemente distribuido. **b.** El detergente logra el desplazamiento de las partículas hacia los bordes del plato.

#### Elementos a utilizar

Pimentón

Agua

Detergente

1 plato hondo de color blanco (permite apreciar más claramente los cambios)

1 palillo.

#### Procedimiento

1. Coloque en el plato agua hasta alcanzar una profundidad no inferior a 1,5 cm aproximadamente.
2. Espolvoree con cuidado pimentón sobre el agua, tratando de lograr una distribución lo más uniforme posible, pero sin mezclar.
3. Trate de llevar las partículas hacia el borde del plato empleando solamente el palillo o el dedo y observe lo que pasa.
4. Coloque ahora una gota de detergente en la punta del palillo o del dedo y toque la superficie del agua en centro del plato y observe lo ocurrido. ¿Se observa el mismo comportamiento de las partículas que están en el fondo y las que están en superficie? En las Figura VIII.46, a y b, se muestra lo que ocurre antes y después del agregado del detergente.
5. Interprete lo observado.

Comente grupalmente los siguientes puntos:

- Características de la tensión superficial de los líquidos. De qué depende su valor

y por qué es tan elevada en el caso del agua. Compare con los valores de tensión superficial de otros líquidos.

- Cuál es el efecto observable de la presencia del detergente. Explique qué ocurre con el agregado de detergente al agua y por qué su presencia permite el lavado de superficies grasosas.

#### *VIII.12.5. La dureza del agua: sales de calcio y magnesio disueltas*

El agua posee una gran capacidad para disolver sales iónicas, entre ellas, las sales solubles de calcio (II) y magnesio (II). El contenido de estos cationes transfiere al agua características indeseables desde el punto de vista de su utilización como líquido de lavado, ya que forman sales insolubles de Ca (II) y Mg (II) con los jabones, formándose escamas que se depositan sobre las superficies, e inhiben la formación de espuma. Usualmente cuando se utiliza agua subterránea en zonas donde los contenidos de Ca (II) y Mg (II) son elevados, o agua de red de iguales características, puede observarse que el jabón “se corta”.

En esta actividad veremos cómo la presencia de iones Ca (II) en solución acuosa afecta la capacidad del jabón para formar espuma. En la ciudad de Córdoba el agua de red tiene contenidos relativamente bajos de sales de Ca (II) y Mg (II), mientras que los pozos de agua subterránea suelen contener tenores elevados de estas sales. Esto se extiende a casi toda la provincia, como consecuencia de las características geológicas de la región.

#### **Elementos a utilizar**

Cinco trocitos pequeños de jabón blanco

Soluciones 0,1 M de: cloruro de calcio, sulfato, cloruro o nitrato de magnesio y fosfato de potasio

Agua destilada

Agua de la canilla de baja dureza

Agua de dureza elevada

5 tubos de ensayo con tapones de goma o frascos transparentes pequeños con tapa.

#### **Procedimiento**

1. Colocar los trocitos de jabón en cinco tubos de ensayo, y rotularlos como A, B, C, D y E.

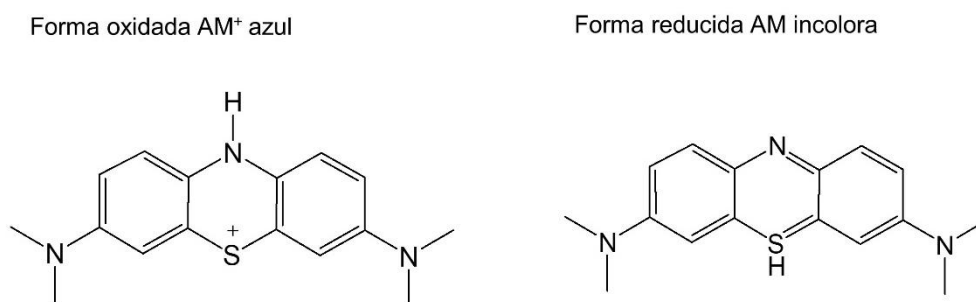
2. Agregar a los tubos:
  - A: 10 mL de agua destilada (medio tubo).
  - B: 10 mL de agua destilada y dos gotas de solución de cloruro de calcio.
  - C: 10 mL de agua destilada y tres gotas de solución de cloruro de magnesio.
  - D: 10 mL de agua de la canilla.
  - E: 10 mL de agua de pozo.
3. Agitar vigorosamente y observar.
4. Comparar los resultados obtenidos en los tubos B, C, D y E empleando como referencia lo ocurrido en el tubo A.
5. Añadir una pizca de fosfato de potasio a los tubos B, C, D y E. Agitar vigorosamente y observar.
6. Explique los resultados obtenidos.

### VIII.12.6. Los gases disueltos

Como hemos discutido en VIII.6.2.2, el agua también posee la capacidad de disolver gases. Entre los más importantes desde el punto de vista de la biosfera están el oxígeno y el dióxido de carbono. En los experimentos que siguen observaremos de una manera indirecta la presencia de estos gases disueltos en el agua.

#### VIII.12.6.1. ¿Solución azul o incolora? Cómo descubrir la presencia de oxígeno disuelto

En este experimento realizaremos una reacción química de óxido-reducción que pondrá en evidencia la presencia de oxígeno disuelto,  $O_2$  (dis), de una manera indirecta. Para ello utilizaremos azul de metileno, AM, sustancia que se caracteriza por tener un color azul intenso cuando se encuentra oxidada, pero que es incolora al estado reducido. Las respectivas estructuras se indican en la Figura VIII.47.

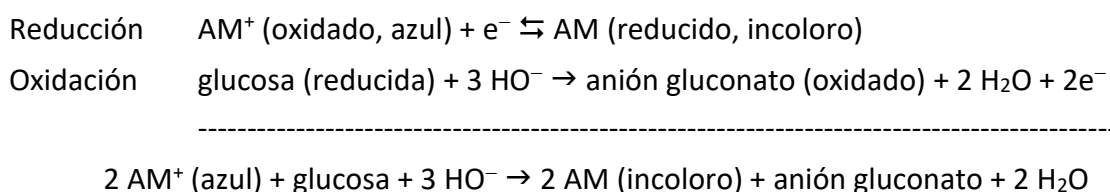


**Figura VIII.47.** Estructuras de las formas oxidada y reducida del azul de metileno.

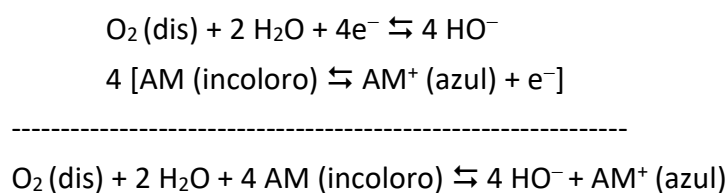
Según discutimos en el Capítulo VI, en toda reacción rédox siempre deben estar presentes el oxidante y el reductor. En este caso, la sustancia encargada de reducir al oxidante  $AM^+$  es la glucosa,  $C_6H_{12}O_6$ .

Cabe aclarar que la oxidación de la glucosa hasta su transformación completa en dióxido de carbono y agua a bajas temperaturas es un proceso complejo que ocurre en numerosos pasos, y con la asistencia de un conjunto de enzimas organizadas en las mitocondrias de las células vivas. Bajo otras condiciones o en el metabolismo de ciertas bacterias pueden obtenerse compuestos intermedios, como el ácido glucónico o anión gluconato,  $C_6H_{11}O_7^-$ . Es el producto que consideraremos en este caso.

Las hemirreacciones y la reacción global simplificadas que tienen lugar en medio alcalino son las siguientes:



La aparición del color azul es consecuencia de la presencia de otro oxidante en el medio de reacción que convierte la especie reducida (AM, incolora) en la especie oxidada ( $AM^+$ , azul), y no puede ser otro que el oxígeno disuelto en agua. Las correspondientes reacciones de reducción del  $O_2$  (dis) y de oxidación del azul de metileno son las siguientes:



Si la solución pierde el  $O_2$  (dis), predomina la forma incolora ya que la especie AM no puede oxidarse a la forma azul. El color aparece cuando se incorpora oxígeno por agitación.

### Elementos a utilizar

- Solución de hidróxido de sodio 1 M
- Solución de azul de metileno (se compra en los acuarios para el agua de las peceras)
- Solución de glucosa 1% m/V

Tubo de ensayo con tapón (o botella pequeña con tapa).

### Procedimiento

1. Coloque 10 mL de la solución de glucosa en el tubo de ensayo o en la botella.
2. Añada dos o tres gotas de solución de azul de metileno.
3. Agregue 4 mL de solución de hidróxido de sodio 1 M. Tape y agite.
4. Deje reposar la solución y observe. La solución se volverá incolora dado que las reacciones antes mencionadas consumen el oxígeno disuelto.
5. Agite nuevamente el tubo de ensayo. Colóquelo en agua tibia y déjelo en reposo.
6. Agite nuevamente el tubo de ensayo y observe.
7. Compare el tiempo necesario para que la solución se decolore a temperatura ambiente con el requerido cuando la solución ha sido calentada.
8. Describa los cambios observados utilizando las reacciones químicas anteriores.

Trabaje en grupo los siguientes puntos:

- Discuta la importancia del oxígeno disuelto en las aguas naturales.
- Identifique los oxidantes y los reductores que participan en los experimentos realizados.
- Compare las velocidades de las reacciones redox que tienen lugar en el tubo de ensayo a temperatura ambiente y cuando se calienta la solución. ¿A qué atribuye dichos cambios? ¿Bajo qué condiciones es más rápida la reacción? Trate de buscar una explicación para este comportamiento.

#### VIII.12.6.2. *El pH del agua ¿pura? Cómo descubrir la presencia de dióxido de carbono disuelto*

En el experimento anterior detectamos la presencia de O<sub>2</sub> (dis) en función de sus propiedades oxidantes. Para la detección del dióxido de carbono disuelto CO<sub>2</sub> (dis), recurriremos al carácter ácido de este gas. Según se discutió en VIII.6.2.2, su disolución en el agua de lluvia hace que el pH sea inferior a 7, y otro tanto ocurre con cualquier muestra de agua pura que contenga aire disuelto. Como ya vimos, el aire contiene 0,0412%<sup>12</sup> en volumen de CO<sub>2</sub>(g). Cabe aclarar que estamos tratando con muestras de agua limpia, que carecen de otros ácidos disueltos.

---

<sup>12</sup> Dato de la NASA, *Global Climate Change*, 2019.

### **Elementos a utilizar**

Muestras de agua potable: de la canilla, hervida y enfriada en un recipiente tapado y agua mineral con gas o soda.

Tiras reactivas o cintas de pH o solución de azul de bromotimol (indicador ácido-base) Cuatro vasos de precipitados de 100 mL (en caso de no disponer de esa cantidad, puede reemplazar tres de ellos por otros recipientes de vidrio)

Vidrio de reloj

Sorbete para refresco o manguera fina de aproximadamente 30 cm de largo

Mechero.

### **Procedimiento**

1. Rotule los vasos de precipitados como A, B, C y D.
2. Coloque en los vasos A, B y C aproximadamente 50 mL de agua de la canilla.
3. Tape el vaso "A" con un vidrio de reloj y hierva el agua durante 10 minutos. Deje enfriar sin destapar hasta que alcance temperatura ambiente.
4. Burbujee aire exalado en el vaso "B", empleando un sorbete o una manguera durante 3 minutos.
5. Coloque en el vaso D aproximadamente 50 mL de agua gasificada.
6. Mida el pH del agua en los cuatro vasos. Compare los valores obtenidos e interprete las similitudes y diferencias.
7. El mismo procedimiento (1-4) puede emplearse utilizando agua destilada, y comparar los resultados con los obtenidos con el agua de la canilla.

### *VIII.12.6.3. Efecto de la temperatura sobre la solubilidad de los gases*

La solubilidad de la mayoría de los gases en agua disminuye al aumentar la temperatura. Verificaremos este efecto observando la liberación de burbujas al calentar suavemente diferentes muestras de agua.

### **Elementos a utilizar**

1 botella de agua mineral con gas

Agua de la canilla

4 tubos de ensayo o vasos de precipitados

Vidrio de reloj

Recipiente con agua y hielo

Recipiente con agua caliente

Mechero.

## Procedimiento

1. Coloque en un vaso de precipitados de 100 mL, aproximadamente 50 mL de agua, tápelo con un vidrio de reloj y hierva el agua a fuego lento durante 10 minutos. Sin destapar, espere que se enfríe hasta temperatura ambiente.
2. Trasvase cuidadosamente el agua hervida a un tubo de ensayo hasta la mitad de su volumen, tapelo con un tapón y rotúlelo (Tubo "A").
3. Coloque en un segundo tubo de ensayo agua mineral con gas hasta la mitad de su volumen, tápelo y rotúlelo (Tubo "B").
4. Sature el agua del tubo B con aire. Esto se logra cuando se la agita o se la trasvasa varias veces de un recipiente a otro. En un tercer tubo de ensayo coloque agua hasta la mitad del tubo, tápelo, agite vigorosamente durante 1 minuto y rotule (Tubo "C").
5. Coloque los tres tubos de ensayo en un recipiente de agua con hielo al menos 10 minutos.
6. Transfiera los tres tubos a un segundo recipiente con agua caliente (entre 50 y 60 °C) y espere unos minutos. ¿En cuál tubo se observa menor desprendimiento de burbujas?

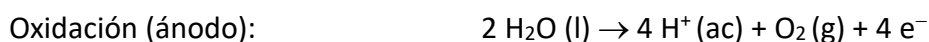
## Trabaje en grupo los siguientes puntos

- Por qué las burbujas se liberan en mayor medida en el agua calentada que en la fría.
- Cuáles son los gases presentes en las burbujas de cada tubo.
- Por qué las bebidas gasificadas se fabrican utilizando agua enfriada.
- Qué puede ocurrir si se deja una botella de agua mineral con gas al sol.
- El efecto de la contaminación térmica de las aguas de ríos y lagos sobre la fauna acuática.

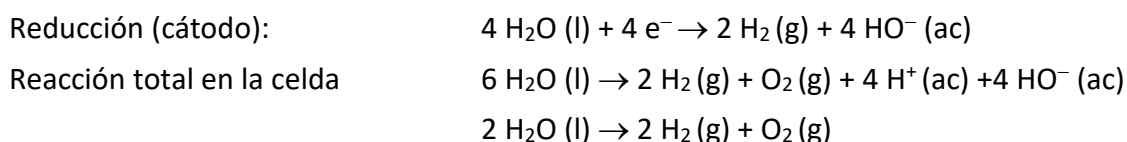
### VIII.12.7. La electrólisis del agua

En el capítulo VI, punto VI.6, discutimos brevemente las celdas electroquímicas, ya sean galvánicas o electrolíticas. La electrólisis del agua es un proceso ampliamente utilizado para la obtención de hidrógeno gaseoso. La reacción ocurre tanto en medio ácido como en medio alcalino, y sobre diferentes tipos de electrodos. La energía consumida en el proceso es fuertemente dependiente de las condiciones experimentales y del tipo de electrodo empleado. Las reacciones que tienen lugar son las siguientes:

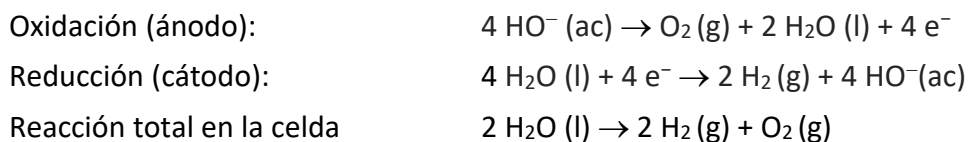
#### En medio ácido:



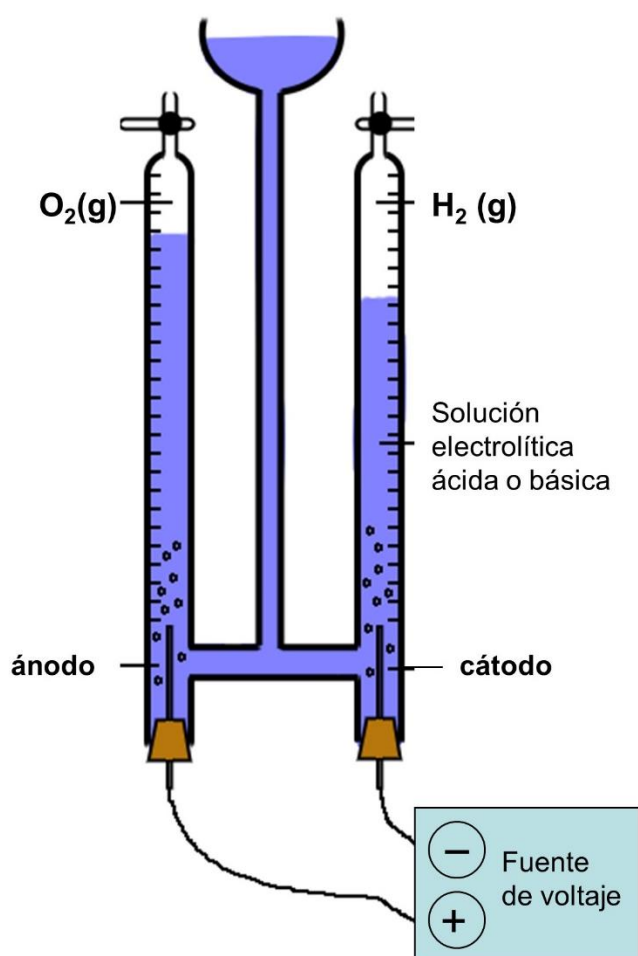




**En medio alcalino:**



Las reacciones de oxidación y reducción se han escrito de modo que se intercambie el mismo número de electrones. Los protones y los oxidrilos se combinan para dar agua. En la Figura VIII.48 se muestra un esquema de una celda convencional de electrólisis de agua. Observe que el volumen de gas hidrógeno liberado en el cátodo es el doble que el de oxígeno desprendido en el ánodo.



**Figura VIII.48.** Esquema de una celda convencional para la electrólisis del agua. El ánodo y el cátodo son electrodos de platino o de grafito. Observe que el volumen de hidrógeno duplica al de oxígeno.

En el siguiente experimento realizaremos la electrólisis del agua mediante una celda electrolítica construida con el mínimo de elementos. Para ello trabajaremos con una batería comercial, electrodos de grafito y el electrolito será una solución acuosa de cloruro de sodio a la que se le ha agregado fenolftaleína.

Tal como acabamos de mencionar, durante la electrólisis del agua en el cátodo ocurre la formación de oxidrilos, cuya presencia puede ser detectada por el color fucsia característico de la fenolftaleína.

**Elementos a utilizar**

Agua

Sal fina de mesa

Solución de Fenolftaleína

Un trozo de manguera de plástico transparente de aproximadamente 15 cm de largo y 0,7 cm de diámetro interno.

Una batería comercial de 9 V

2 cables monopolares de aproximadamente 12 cm de largo

2 electrodos de grafito. Pueden prepararse a partir de dos minas de dibujo gruesas de 4 cm de largo cada una (puede sacarse la mina a un lápiz de grafito)

Embudo pequeño

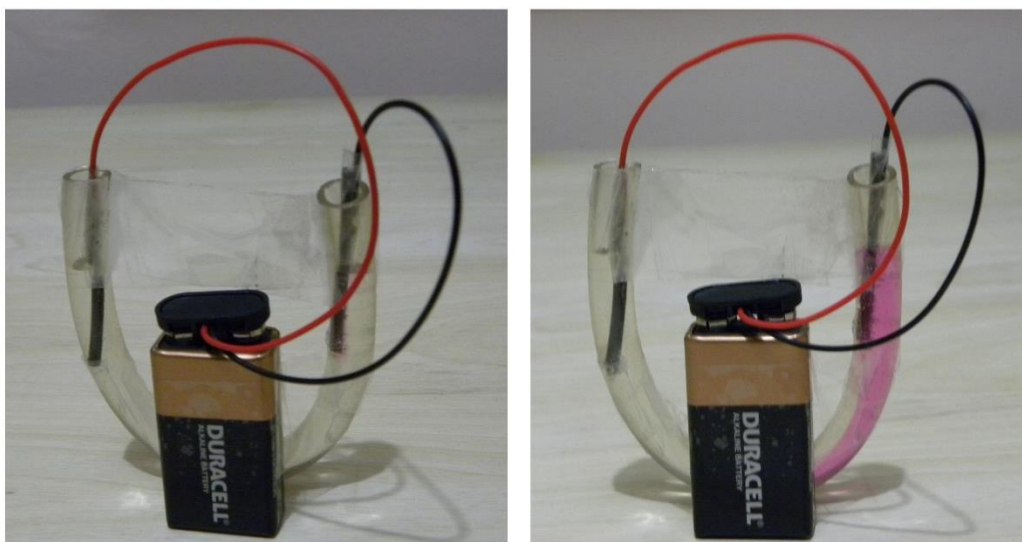
Un vaso de precipitados de 100 mL

Cinta aisladora

**Procedimiento**

1. Doble en U la manguera y sujete sus extremos en la parte superior empleando cinta transparente tal como se muestra en la Figura VIII.49. Esta será nuestra celda electrolítica.
2. Coloque en el vaso de precipitados aproximadamente 20 mL de agua y una pizca de sal de mesa. Añada cinco gotas de fenolftaleína y agite. Traslade la solución a la manguera empleando el embudo hasta que falte aproximadamente 1,5 mL para completar el volumen de la celda.
3. Conecte una mina de lápiz a cada extremo libre de los cables, de modo que haya un buen contacto entre el cobre del cable y el grafito.
4. Recubra cuidadosamente la unión cobre-grafito con cinta aisladora de modo que no quede cobre expuesto a la solución, pero sin cubrir demasiada superficie de grafito.
5. Introduzca los electrodos en ambos extremos de la celda de modo que queden

- bien sumergidos en la solución.
6. Conecte los cables a los bornes de la batería. En ese momento se iniciará la electrólisis del agua.
  7. Espere, observe y registre el color de la solución de cada electrodo. Registre la polaridad de los bornes de la batería. Identifique cuál de ellos, el positivo o el negativo, corresponde al ánodo y al cátodo respectivamente.



**Figura VIII.49.** Celda elemental para la electrólisis del agua. Comienzo de la electrólisis (izquierda). Después de haber transcurrido cierto tiempo (derecha). Observe la coloración propia de la fenolftaleína en medio básico en el electrodo de la derecha.

#### *VIII.12.8. Cambios en la densidad del agua líquida con la temperatura*

En la sección VIII.4.7. mencionamos que la densidad del agua se modifica con la temperatura. En esta actividad comprobaremos esta aseveración utilizando un diseño experimental rudimentario.

#### **Elementos a utilizar**

- Una pipeta de 2 mL
- Erlenmeyerde 100 mL
- Tapón de goma agujereado para Erlenmeyer
- Un recipiente de Telgopor de aproximadamente 1 L, con tapa
- Agua a temperatura ambiente
- Agua caliente
- Termómetro común o digital

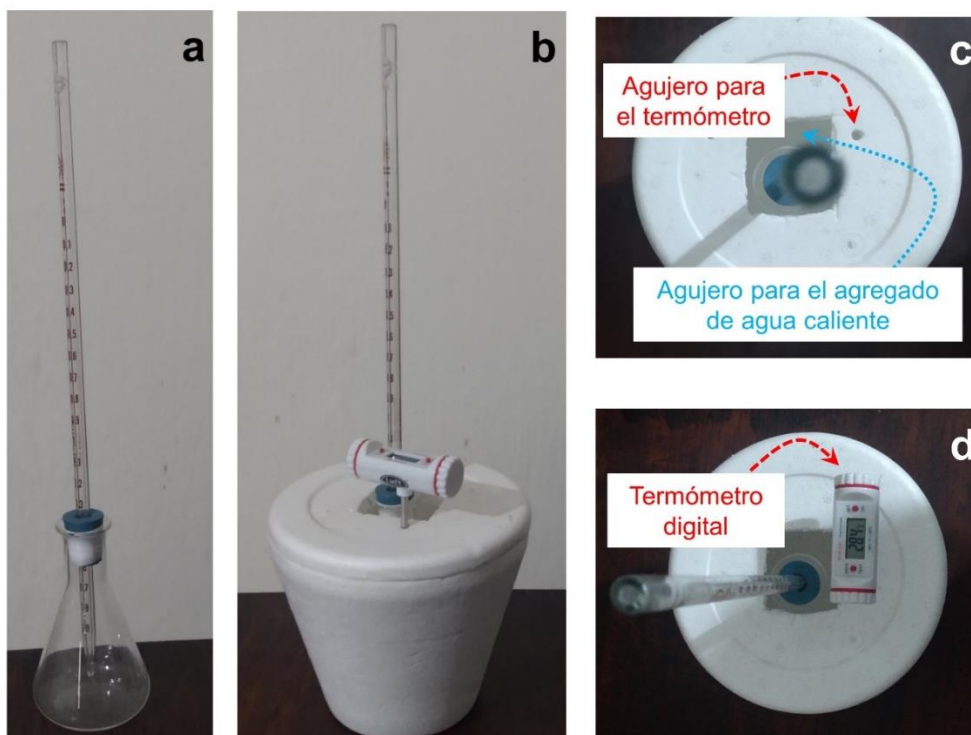
Balanza

Bandeja

### Procedimiento

1. Coloque la pipeta en el tapón agujereado de modo que su parte inferior sobresalga aproximadamente 5 cm por debajo de la base del tapón.
2. Determine con una balanza la masa conjunta del erlenmeyer, el tapón y la pipeta.
3. Coloque el Erlenmeyer sobre una bandeja y llénelo hasta el borde con agua.
4. Tape con el dedo la parte superior de la pipeta para evitar la entrada de agua e introduzca el tapón con la pipeta en el erlenmeyer. Al hacer esto el tapón desplazará un cierto volumen de agua que se derramará sobre la bandeja. Retire el dedo de la pipeta.
5. Apriete el tapón suavemente hacia el interior del erlenmeyer para hacer ingresar agua en la pipeta hasta alcanzar aproximadamente un volumen de 1 mL. Esto se considerará el cero para las lecturas de volumen.
6. Vuelva a pesar el erlenmeyer con la pipeta y el tapón más el agua que contiene y determine la masa de agua.
7. Coloque el erlenmeyer con la pipeta dentro del recipiente de *Telgopor* y agregue agua a temperatura ambiente de modo que su nivel alcance una altura aproximada de 2 cm desde la base.
8. Recorte un cuadrado de 4 x 4 cm en el centro de la tapa del recipiente de *Telgopor*.
9. Tape el recipiente de *Telgopor* y realice un agujero en la tapa por donde pueda pasar el termómetro.  
El diseño experimental resultante debiera ser equivalente al mostrado en la Figura VIII.50.
10. Registre la temperatura del agua dentro del recipiente de *Telgopor* y registre el volumen de agua en la pipeta correspondiente a la temperatura ambiente del agua.
11. Añada aproximadamente 20 mL de agua caliente dentro del recipiente de *Telgopor* por el agujero superior de la tapa.
12. Espere 10 minutos para que el sistema se aproxime al equilibrio térmico.
13. Lea el incremento de volumen de agua en la pipeta y la temperatura alcanzada.
14. Repita los pasos 11, 12 y 13 tratando de que el nivel del agua no supere la zona graduada de la pipeta.
15. Calcule la densidad del agua a cada temperatura y compare con los datos de

bibliografía. En la Tabla VIII.5 se muestran, a modo de ejemplo, los resultados obtenidos por los autores y los informados en bibliografía. Se observa cómo la densidad del agua disminuye a medida que aumenta la temperatura en el intervalo de 31 a 45 °C. Los valores obtenidos tienen un error relativo cercano al 2 debido a la precariedad del sistema experimental y el método utilizado, a pesar de esto es clara la tendencia observada.



**Figura VIII.50.** Fotos del diseño experimental utilizado para hacer el experimento. **a.** Erlenmeyer con el tapón y la pipeta, **b.** Sistema completo armado, **c** y **d.** Vista superior de la tapa del recipiente de *Telgopor* mostrando el agujero donde se colocará el termómetro digital y tapa con el termómetro ya colocado.

| Masa de agua: 119 g, Volumen inicial de agua: 119,5 mL |                     |                 |                                 |                             |
|--|---------------------|-----------------|---------------------------------|-----------------------------|
| Temperatura (°C)                                       | Volumen pipeta (mL) | $\Delta V$ (mL) | Densidad = $m/V$                | Temp, densidad bibliografía |
| 31,5   | 0,90                | 0               | $= 119/119,5 = 0,9958$          | 31 °C; 0,99541              |
| 33,4   | 0,835               | 0,065           | $= 119/(119,5 + 0,065) = 0,995$ | 33 °C; 0,99476              |
| 36,1   | 0,71                | 0,19            | $= 119/(119,5 + 0,19) = 0,994$  | 36 °C; 0,99373              |
| 38,3   | 0,56                | 0,34            | $= 119/(119,5 + 0,34) = 0,993$  | 38 °C; 0,99300              |
| 39,7   | 0,45                | 0,45            | $= 119/(119,5 + 0,45) = 0,992$  | 40 °C; 0,99225              |
| 41,4   | 0,27                | 0,63            | $= 119/(119,5 + 0,63) = 0,991$  | 41 °C; 0,99186              |
| 45,2   | 0,03                | 0,87            | $= 119/(119,5 + 0,87) = 0,989$  | 45 °C; 0,99022              |

**Tabla VIII.5** Resultados obtenidos por los autores y su comparación con los reportados en bibliografía.

## IX. LA QUÍMICA DEL COLOR

### IX.1. ¿Qué es el color?

El color es un océano profundo donde bucean el arte y la ciencia sin haber llegado al fondo todavía. Estamos inmersos en un mundo de colores, y el color impregna las bases mismas de nuestra cultura y de nuestra sensibilidad (Figura IX.1). A la pregunta ¿qué es el color? Tendremos tantas respuestas como ámbitos de análisis de este fenómeno, que no por familiar deja de ser un verdadero misterio de la naturaleza; tal vez la más rica sea la respuesta del arte. Desde las Ciencias Naturales, la pregunta apunta más a la génesis del color, una de las tantas consecuencias del juego entre la materia y la luz, y también la manera en que nuestro cerebro registra y decodifica esa misteriosa relación.



**Figura IX.1.** Vivimos en un mundo de colores, cuya manifestación depende de la luz. Paisajes en las Sierras de Córdoba, Argentina. a. Campos florecidos en Villa Berna, durante el día. b. El Tajamar de Alta Gracia, de noche.

### IX.2. Los fotones, los electrones y el color

La luz está formada por fotones, es decir, por unidades de energía a las que llamamos *cuantos*. Fotones y electrones mantienen una “larga y fructífera amistad”, son entes físicos cuyas propiedades determinan interacciones muy específicas, dado que las cargas eléctricas de los átomos tienen campos eléctricos y magnéticos, la radiación electromagnética implica campos eléctricos y magnéticos que se propagan en el espacio. La acción coordinada fotón-electrón es causante, entre otras cosas, del color, que aparece principalmente como consecuencia de tres tipos de fenómenos: I) generación de fotones; II) la absorción de fotones por parte de sustancias químicas con estructuras particulares;

III) fenómenos ópticos consecuencia de la interacción de las ondas luminosas entre ellas y con superficies, partículas y otras estructuras materiales.

Como discutimos en la sección III.4.1, las ondas son la propagación periódica de perturbaciones, que viajan a través de medios materiales, como hacen las ondas de agua o el sonido, o como la luz, que lo hace tanto en los medios materiales transparentes como a través del vacío. Las ondas pueden caracterizarse por la longitud de onda  $\lambda$ , el número de onda  $\nu^*$ , la frecuencia  $\nu$ , el periodo  $T$ , la amplitud  $A$  y la velocidad,  $c$  para el caso de la luz y  $v$  para las demás ondas.

En III.7.1 nos detuvimos en el análisis del espectro electromagnético. Todos los fotones se mueven en el vacío con la velocidad de la luz,  $c$ , que en el vacío es

$$\begin{aligned}c &= 2,997\,924\,58 \times 10^{10} \text{ cm s}^{-1} = 2,997\,924\,58 \times 10^8 \text{ m s}^{-1} \cong 300\,000 \text{ km s}^{-1} = \\ &= 1,080 \times 10^9 \text{ km h}^{-1}\end{aligned}$$

Por el Principio de dualidad onda-partícula, la luz presenta propiedades ondulatorias (frecuencia, longitud de onda) y corpusculares. Ambas propiedades se vinculan, a través de las siguientes expresiones:

$$E = mc^2 = h\nu = hc\lambda^{-1} = hc\nu^*$$

$E$  es la energía del fotón,  $m$  su masa inercial (en movimiento),  $\nu$  la frecuencia medida en  $\text{s}^{-1}$  o Hertz (Hz);  $\lambda$  la longitud de onda y  $\nu^*$  el número de ondas ( $\text{cm}^{-1}$ );  $h$  es la constante de Planck,

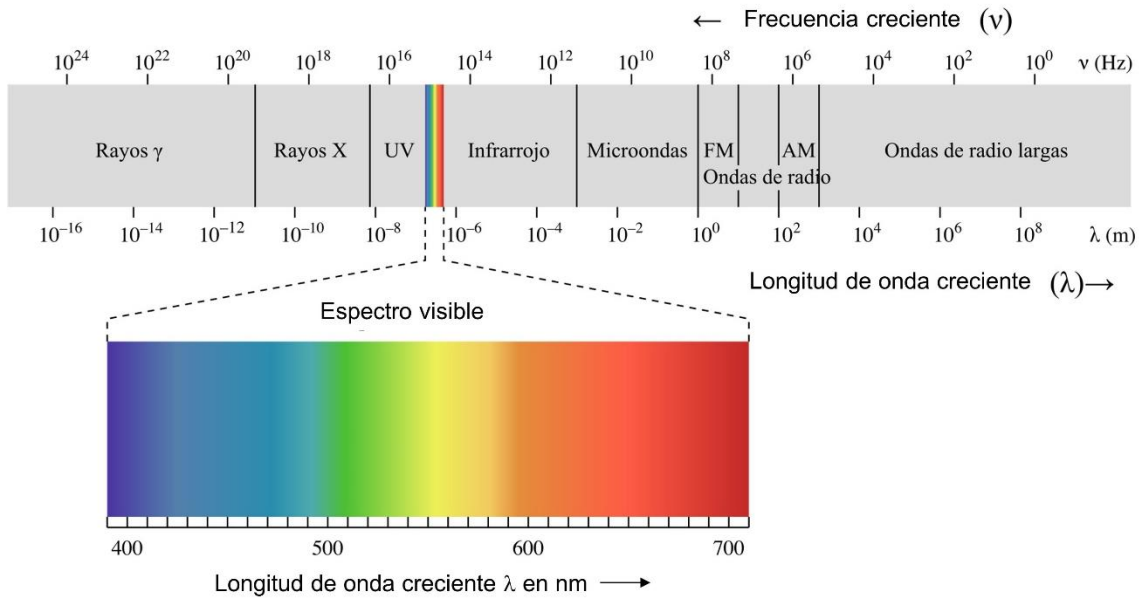
$$h = 6,626\,070\,15 \times 10^{-34} \text{ J s}$$

Como vimos en el Capítulo III, el espectro electromagnético suele ser dividido arbitrariamente en regiones, según las características de la radiación o sus aplicaciones.

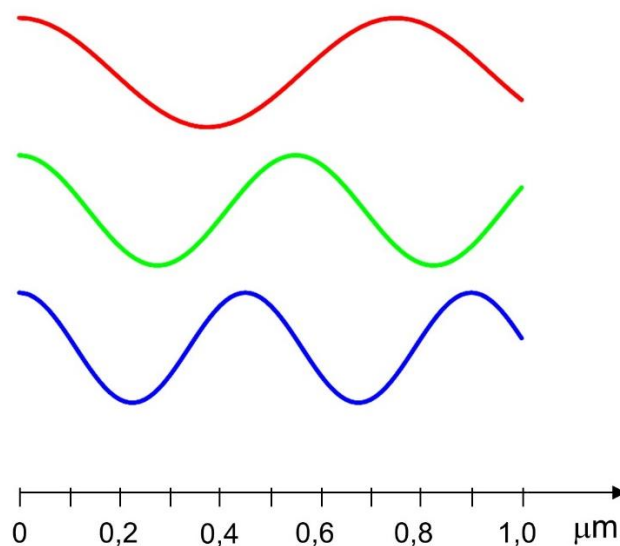
En la Figura IX.2 se muestra un espectro electromagnético ordenado en el sentido de las longitudes de onda crecientes o frecuencias decrecientes. Vemos una ampliación de la región visible, que es la que nos interesa en este capítulo. La Figura IX.3 muestra a escala, las longitudes de onda de tres colores primarios de la radiación visible.

La región visible del espectro electromagnético tiene la propiedad de impresionar el sentido de la visión humana y de la de muchos otros animales. Se trata de una respuesta adaptativa ya que esta franja coincide con el máximo de emisión espectral del

Sol que alcanza la superficie terrestre. La atmósfera es transparente para estas longitudes de onda. Cada color corresponde a una banda de longitudes de onda, con un valor central representativo, tal como se muestra en la Tabla IX.1



**Figura IX.2.** El espectro electromagnético con detalle de la región visible.



**Figura IX.3.** Comparación entre tres ondas típicas de la luz visible, correspondientes a colores primarios: rojo,  $\lambda = 750 \text{ nm}$ , verde,  $\lambda = 550 \text{ nm}$  y azul,  $\lambda = 450 \text{ nm}$ .



| Visible    | $\nu / 10^{14} \text{ Hz}$ | $\lambda / \text{ nm}$ | $E_{\text{fotón}} / 10^{-19} \text{ J}$ |
|------------|----------------------------|------------------------|---|
| violeta    | 7,1                        | 420                    | 4,7                                     |
| azul       | 6,4                        | 470                    | 4,2                                     |
| verde      | 5,7                        | 530                    | 3,8                                     |
| amarillo   | 5,2                        | 580                    | 3,4                                     |
| anaranjado | 4,8                        | 620                    | 3,2                                     |
| rojo       | 4,3                        | 700                    | 2,8                                     |

**Tabla IX.1.** Frecuencias, longitudes de onda y energías promedio por fotón para región del espectro electromagnético correspondiente a la radiación visible.

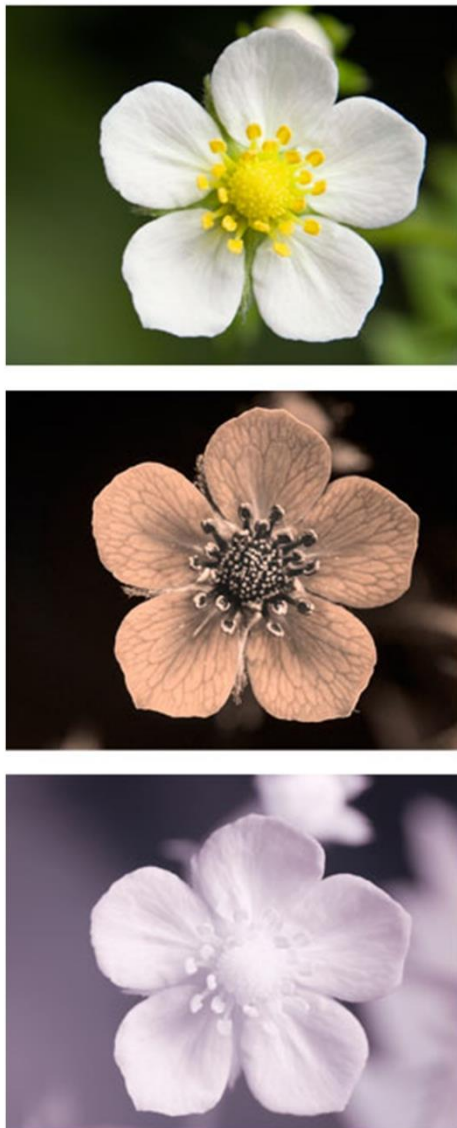
### IX.3. ¿Todos vemos lo mismo?

La percepción del color es el modo que tiene el cerebro de procesar los impulsos nerviosos producidos por la radiación electromagnética perteneciente a un determinado intervalo de longitudes de onda o de frecuencias. Llamamos a este intervalo, “espectro visible”, desde una concepción antropocéntrica de la naturaleza. La captación de la luz se produce en la retina. La nuestra está formada por la organización de células altamente especializadas: una capa ganglionar, a continuación otra capa de dos tipos de células, los conos (visión en color) y los bastones (visión en blanco y negro), y por último la capa de células que contienen los pigmentos fotosensibles, el epitelio pigmentario retinal. Contamos con cuatro pigmentos, uno asociado a la visión en blanco, negro y grises, propia de los bastones y los otros tres, presentes en los conos, responden a los colores rojo, verde y azul respectivamente con los que el cerebro define toda la gama de colores que conocemos.

*No todos los animales que poseemos ojos vemos lo mismo, de modo que el espectro “visible” no es el mismo para todos.*

Los ojos de otros animales son parecidos a los nuestros en los aspectos básicos, pero difieren en su nivel de complejidad. La retina de las langostas marinas Mantis contiene 16 pigmentos receptores de luz diferentes, que le permiten la visión en el UV, en el visible y en el IR. Es probable que estas langostas accedan a colores, brillos y un grado de detalle que ni siquiera podemos imaginar.

Algunos insectos y pájaros detectan colores en el UV. Las abejas, al igual que nosotros, tienen en sus retinas tres pigmentos sensibles al color, pero responden al UV, al azul y al verde. Perciben radiación de longitudes de onda menores que el violeta, pero no ven el rojo. Este efecto es muy importante en la adaptación evolutiva simbiótica de los insectos y las plantas, que se traduce en las formas y colores de las flores. Éstas proveen néctar para alimento de los insectos, los que “a cambio” transportan el polen permitiendo la polinización. Las flores ofrecen sus colores a los insectos, no a nosotros. Las zonas de la flor ricas en néctar (y en polen) están señaladas de forma que los insectos las encuentren con facilidad. De hecho, en las flores hay diseños muy llamativos en el ultravioleta cercano que nosotros no vemos pero las abejas y otros insectos, sí. Hay una página en internet con fotografías de flores en el UV muy interesantes, tomadas por el fotógrafo noruego Bjørn Rørslett, donde se pueden observar variados diseños en las corolas (ver bibliografía).



**Figura IX. 4.** Comparaciones espectrales de las flores de frutilla silvestre (*Fragaria vesca*) bajo luz visible (izquierda), radiación UV (al medio) y radiación IR (derecha). La ubicación del centro de polen es más evidente bajo la radiación UV. En el IR, el centro de la flor refleja prácticamente toda la radiación, porque los pigmentos absorben luz visible pero no radiación IR.

#### IX.4. Generación de fotones

Como ya mencionamos, toda la radiación detectada en el espectro electromagnético está compuesta de fotones que se mueven a la velocidad de la luz. Muchos de estos fotones han sido emitidos por electrones bajo una amplia gama de condiciones: en las estrellas, en la llama de una vela, en sustancias incandescentes (fuegos de artificio, por ejemplo), en las auroras boreales o australes, en insectos como las luciérnagas, o en los relámpagos, capaces de iluminar una negra noche tormentosa (Figura IX.5).



**Figura IX. 5.** Relámpagos en una noche de tormenta. Las descargas eléctricas también producen fotones.

Los fotones emitidos tendrán, como ya dijimos, una energía que depende de su frecuencia. Si tales frecuencias corresponden a la totalidad del espectro visible, veremos la luz como blanca (con mayor precisión, la luz “blanca” no es blanca sino incolora). Si las frecuencias no están completas, la luz será percibida con un determinado color.

## IX.5. Absorción de fotones y re-emisión de energía

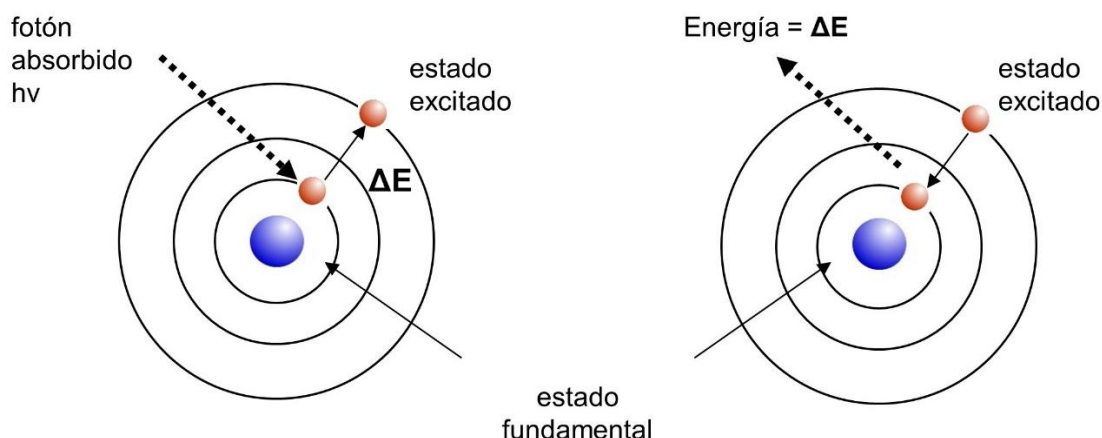
Cuando los materiales son iluminados pueden absorber fotones de diferentes frecuencias. Átomos, iones y moléculas, dependiendo de la energía de sus niveles electrónicos, pueden absorber algunas frecuencias de la radiación incidente y dejar pasar a las demás. Cuando los fotones en juego corresponden a la región visible, la sustancia será coloreada. El fenómeno del color depende de las transiciones electrónicas tanto a nivel atómico como molecular. Las transiciones vibracionales y rotacionales absorben fotones en el IR, y por lo tanto no aportan al color.

Los electrones más externos de los átomos, los que participan en las uniones químicas, son los que interesan para explicar el fenómeno del color.

Como vimos en el Capítulo III, un electrón se encuentra en el nivel fundamental cuando ocupa el orbital de menor energía disponible. Si dicho electrón recibe la cantidad apropiada de energía, puede ser promovido a un orbital de energía mayor, en cuyo caso se encuentra en un estado excitado. Según la Condición de Frecuencia de Bohr (Capítulo III), un fotón es absorbido cuando su energía ( $h\nu$ ) es exactamente igual a la diferencia entre la energía del nivel fundamental y del nivel excitado,  $\Delta E$  (Figura IX.6).

$$\Delta E = (E_{\text{excitado}} - E_{\text{fundamental}})$$

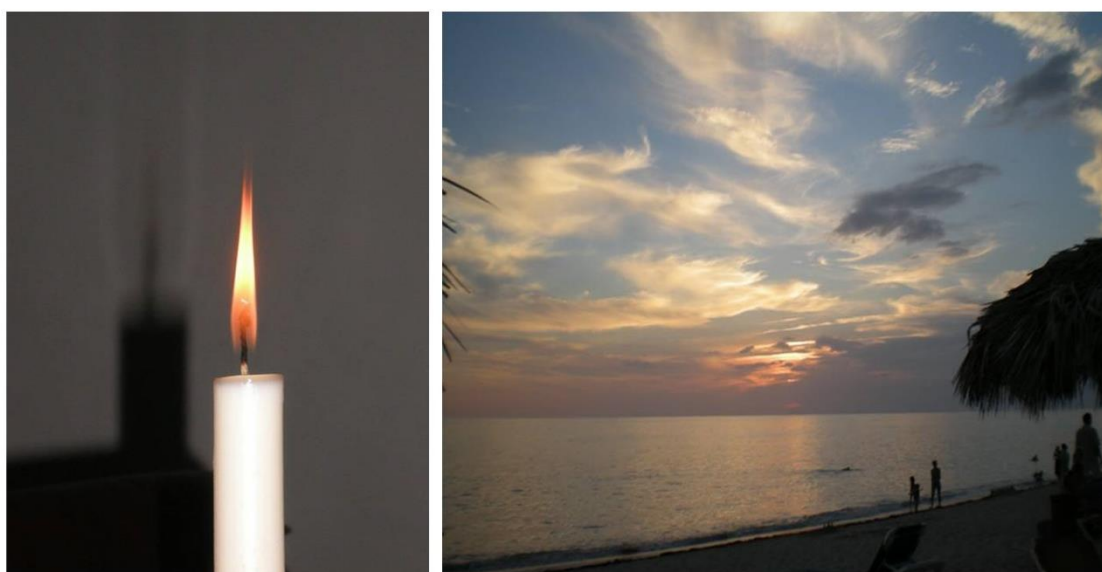
$$E_{\text{fotón}} = \Delta E = h\nu = hc/\lambda$$



**Figura IX.6.** Esquema cualitativo de las transiciones energéticas que ocurren por la interacción de los átomos con la luz. a. El fotón es absorbido cuando su energía es exactamente igual a la diferencia entre la energía del electrón en el nivel excitado y en el nivel fundamental,  $h\nu = \Delta E$ . b. El electrón en el estado excitado retorna al estado fundamental liberando una cantidad de energía exactamente igual a la previamente absorbida.

Los electrones en el estado excitado pueden usar el exceso de energía para participar en la ruptura y formación de nuevas uniones químicas, tal como ocurre en la estratosfera con el oxígeno: absorbe fotones ultravioleta provenientes del Sol y se transforma en ozono; o cuando el agua se disocia en sus componentes en la fase luminosa de la fotosíntesis. La rama de la química que estudia este tipo de procesos es la fotoquímica.

Otras veces, el electrón permanece en el estado excitado un brevísimo tiempo, y retorna al estado fundamental emitiendo una cantidad de energía exactamente igual a la previamente absorbida, Figura IX.7. La energía “devuelta” puede ser emitida nuevamente bajo la forma de luz (emisión radiativa), o disiparse como calor (emisión no radiativa).



**Figura IX.7.** Emisión de luz desde una vela incandescente. Los distintos colores de la llama se corresponden con diferentes temperaturas. El Sol es quien inunda de fotones nuestro mundo.

#### *IX.5.1. Emisión radiativa*

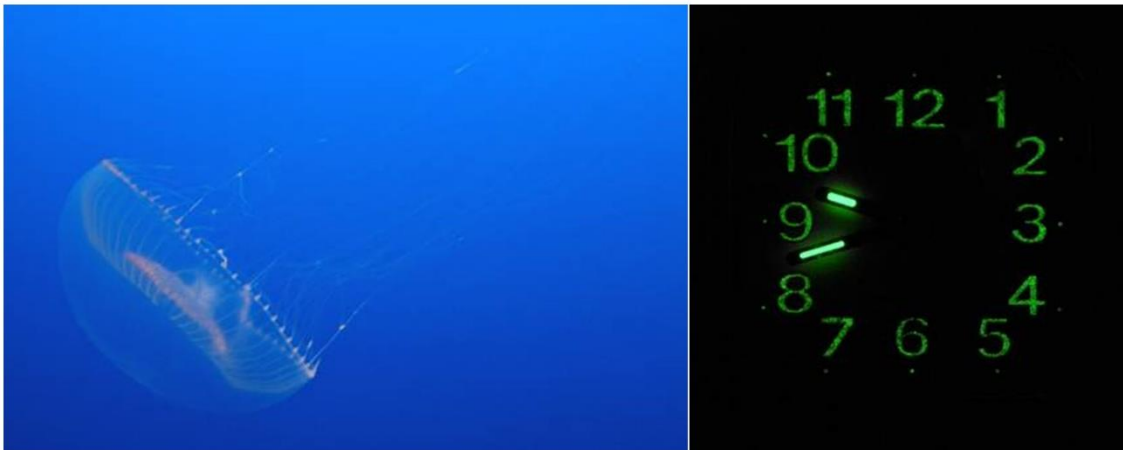
Cuando el electrón en el estado excitado retorna al estado fundamental con emisión de luz, hablamos de emisión radiativa, y puede ocurrir de varias maneras.

La *fluorescencia* es un brillo característico que se observa mientras los sistemas fluorescentes son iluminados. La medusa *Aequorea victoria* es muy conocida por poseer la proteína verde fluorescente, sustancia que le sirve para indicar su presencia en las aguas oceánicas poco iluminadas, Figura IX.8.

A veces la emisión fluorescente ocurre en el ultravioleta, en cuyo caso es necesario instrumental adecuado para su detección. En la naturaleza hay múltiples ejemplos

de fluorescencia UV, como es el caso de la clorofila de las plantas. Muchas flores poseen pigmentos fluorescentes, visibles para los insectos. También hay pigmentos fluorescentes en el UV en la orina de los roedores, detectados por ciertas especies de aves depredadoras con visión en el UV, que de esta forma descubren a sus presas.

La *fosforescencia* también es un brillo característico, pero se observa aun cuando la iluminación del objeto fosforescente se ha interrumpido. Un ejemplo típico son ciertas sustancias con que se pintan los números de los relojes para ver la hora en la oscuridad (Figura IX.8).



**Figura IX. 8.** Fluorescencia: medusa *Aequorea victoria* donde se detectó la proteína verde fluorescente por primera vez. Fotografía tomada en el Acuario de la Bahía de Monterrey, California, EE. UU. Fosforescencia: pintura fosforescente en la esfera de un reloj. La emisión de luz por fosforescencia persiste aún después de haber cesado la iluminación.

La fluorescencia y la fosforescencia, aunque sumamente importantes en el estudio del color, exceden los objetivos de este libro y no serán analizadas.

#### *IX.5.2. Emisión no radiativa*

Hablamos de emisión no radiativa cuando la energía liberada por el átomo al pasar desde el estado excitado al fundamental es emitida como calor. Este proceso es el que ocurre cuando la enorme variedad de sustancias coloreadas que observamos en la vida diaria interacciona con la luz.

## IX.6. Colores por adición y por sustracción

En el léxico de los profesionales del color es común hablar de colores ópticos y de colores pigmentarios. El fenómeno del color es el mismo en ambos, pero en el primer caso se hace referencia a los colores de la luz, mientras que en el segundo se trata de sustancias químicas coloreadas.

### IX.6.1. Colores ópticos

Se manifiestan cuando la luz atraviesa un prisma u otro objeto equivalente que permite separar sus componentes sobre la base de algunas propiedades ópticas que dependen de la longitud de onda, como la difracción o la interferencia. También son ópticos los colores de la luz que provienen de fuentes coloreadas.

Los colores que se logran por superposición de luces de diferentes colores se denominan aditivos o colores por adición.

Los colores *básicos* o *primarios ópticos* son aquellos que no se pueden retrotraer a otros colores ni obtener mediante mezcla. Son el rojo, el verde y el azul.

Se denominan colores *complementarios* aquellos que, mezclados entre sí de manera aditiva, dan el blanco como resultado. La suma de la luz de los tres colores primarios, rojo, verde y azul, basta para obtener el blanco (en realidad, el color de la pantalla sobre la que se proyecta o de la superficie iluminada), tal como se muestra en el centro de la Figura IX.9.

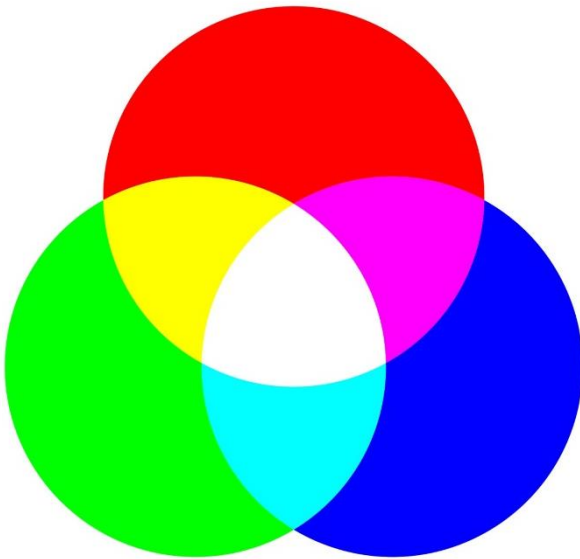
Independientemente del léxico de la vida diaria, el blanco no es un color, sencillamente porque los contiene a todos. Aunque sea habitual hablar de luz blanca, es obvio que no se la ve de ese color. Lo correcto sería hablar de luz pura o luz clara. Del mismo modo que el blanco es la suma de todos los colores, el negro nos indica la ausencia de todos ellos y por lo tanto tampoco es un color.

### IX.6.2. La síntesis aditiva

La superposición de los tres colores primarios: rojo, verde y azul da como resultado la formación del blanco. La superposición de dos de los colores primarios origina nuevos colores, llamados secundarios, tal como se muestra en la Figura IX.9.

| <u>Primarios</u> |   | <u>Secundarios</u>            |
|------------------|---|-------------------------------|
| Verde + Rojo     | → | Amarillo                      |
| Verde + Azul     | → | Celeste, azul turquesa o cian |

Rojo + Azul → Magenta o malva  
Verde + Rojo + Azul → Blanco



**Figura IX.9.** Síntesis aditiva. Las luces de colores y los colores por adición. En la superposición de las luces verde y roja se forma la luz amarilla, con las luces verde y azul se obtiene la luz azul turquesa o cian y con la mezcla de las luces roja y azul se forma la luz magenta o malva. La suma de las tres luces coloreadas da el blanco.

La síntesis aditiva de colores ópticos suele denominarse por las iniciales de los colores primarios en inglés, *RGB*, rojo (*red*), verde (*green*) y azul (*blue*).

Los colores de las imágenes en las pantallas de las computadoras, de los televisores y de muchos otros dispositivos se logra mediante combinaciones apropiadas de luces de los colores primarios antes mencionados. Los aparatos electrónicos pueden generar hasta 256 matices para cada color primario, desde los más claros hasta los más oscuros. Cuando se mezclan matices diferentes de dos o más colores primarios, pueden llegar a formarse  $256 \times 256 \times 256 = 16\,777\,216$  colores diferentes.

### *IX.6.3. Síntesis sustractiva y colores pigmentarios*

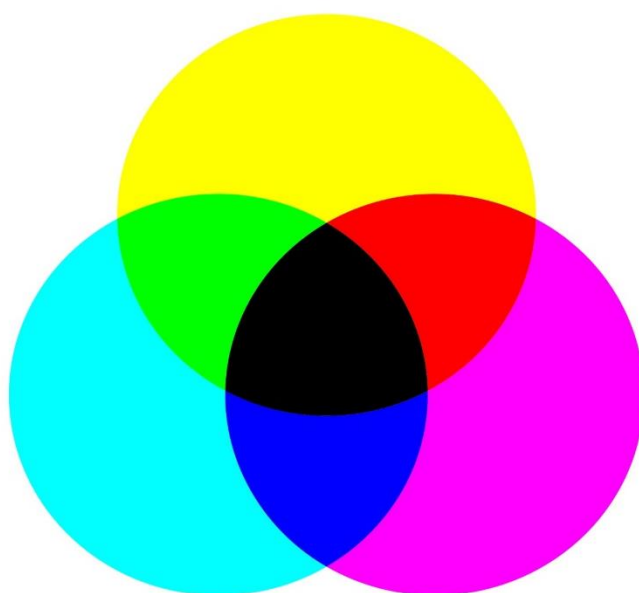
Los colores que se logran por sustracción pueden ser de dos tipos, ópticos o pigmentarios. Los primeros se observan cuando la luz blanca se hace pasar sucesivamente por filtros que absorben ciertas longitudes de onda y dejan pasar otras. La luz emergente de cada filtro sucesivo tendrá cada vez menos componentes, hasta que por último toda la luz habrá sido absorbida y el resultado final será el negro.



Los colores pigmentarios por sustracción se producen debido a que las diferentes sustancias coloreadas pueden absorber ciertas longitudes de onda y reflejar otras. Nuestros ojos perciben el color de la luz reflejada, que no es otra cosa que lo que queda de la luz blanca después de haberle sustraído los colores absorbidos.

La *síntesis sustractiva* se manifiesta de diferentes formas. Una de ellas es por sustracción de los colores secundarios ópticos cian, magenta y amarillo, los que sumados al negro son los cuatro colores empleados en la imprenta, en las impresoras láser de color o en impresoras de chorro de tinta. Para obtener los colores de la imagen se imprimen una sobre otra, diferentes cantidades de una o más tintas. Al igual que en la síntesis aditiva de colores ópticos, con la superposición de cantidades adecuadas de tintas se pueden lograr más de 16 millones de colores diferentes. Este tipo de síntesis sustractiva se denomina cuatricromática o CMYK, por las letras iniciales de los colores en inglés Cian (*Cyan*), Magenta (*Magenta*), Amarillo (*Yellow*) y la última letra del negro (*Black*). Si una impresión en color es observada con una lupa, podrán verse los puntos individuales de color de cada una de las tintas.

Si pintamos tres círculos con pintura transparente de los tres colores secundarios, en las zonas de superposición de magenta con amarillo aparece el rojo; la de amarillo con cian produce verde; la de cian y magenta forman azul (los tres colores primarios) y en el centro de la figura, donde se superponen los tres colores, el negro nos indica que toda la luz ha sido absorbida y por lo tanto solo queda oscuridad, Figura IX.10.



**Figura IX.10.** Síntesis sustractiva, o colores por sustracción. Si a la luz amarilla se le sustrae el componente cian, queda luz verde; si al mismo amarillo se le sustrae la luz magenta queda luz roja, y si a la luz magenta se le sustrae la luz cian, queda el azul. La absorción superpuesta de las tres nos deja sin luz transmitida y por lo tanto observamos el negro.

| <u>Primarios</u>                  |   | <u>Secundarios</u> |
|-----------------------------------|---|--------------------|
| Amarillo menos Cian               | → | Verde              |
| Amarillo menos Magenta            | → | Rojo               |
| Magenta menos Cian                | → | Azul               |
| Amarillo menos Cian menos Magenta | → | Negro              |

Si una determinada superficie absorbe simultáneamente el amarillo, el cian y el magenta, el resultado será el negro. Si la superficie iluminada con luz blanca absorbe un color, ya sea primario o secundario, la luz reflejada será el color complementario. Otra manifestación de la síntesis sustractiva lo constituyen la amplia gama de compuestos químicos a partir de los cuales se elaboran colorantes y pigmentos.

Los colores básicos o *primarios pigmentarios* son los tres colores de partida que no se pueden retrotraer a otros colores u obtener mediante mezcla. En este caso son el rojo, el azul y el amarillo. Los colores secundarios pigmentarios, o colores intermedios, se obtienen de la mezcla de los pares de colores primarios:

| <u>Primarios pigmentarios</u>     |   | <u>Secundarios</u> |
|-----------------------------------|---|--------------------|
| Pigmento azul + pigmento rojo     | → | Violeta            |
| Pigmento azul + pigmento amarillo | → | Verde              |
| Pigmento rojo + pigmento amarillo | → | Naranja            |

En este caso el signo “+” indica suma de pigmentos, aunque en realidad los colores se van restando.

El pintor Paul Klee llamaba colores terciarios a los que se forman por la mezcla de colores primarios y secundarios, o entre secundarios diferentes.

Los colorantes y pigmentos contienen sustancias orgánicas, inorgánicas o mezclas de ambas. Los colorantes o tinturas son solubles en espesantes o disolventes, mientras que los pigmentos no lo son. Los pigmentos artificiales se fabrican fijando colorantes solubles sobre partículas inertes, para retenerlos y así puedan perdurar en el tiempo.

La maravilla de la paleta de un pintor es sin duda la expresión artística de la síntesis sustractiva de los colores, aunque la componente aditiva de las luces reflejadas tiene efectos más que importantes; en la práctica coinciden constantemente mezclas aditivas y sustractivas. Cuando en el mismo punto de la retina se detectan dos o más

colores distintos, producidos cada uno de ellos por sustracción, la percepción de ambos es aditiva. Por eso la visión, como forma de vivencia perceptiva, no se puede explicar. Sus efectos tienen implicancias psicológicas, y desentrañar sus infinitas posibilidades es la tarea inacabable del arte.

### IX.7. Estructura electrónica de las moléculas de colorantes y pigmentos

Los átomos, iones o moléculas que específicamente absorben fotones del espectro visible y disipan su energía térmicamente, tienen estructuras electrónicas compatibles con este tipo de procesos, tal como veremos a continuación.

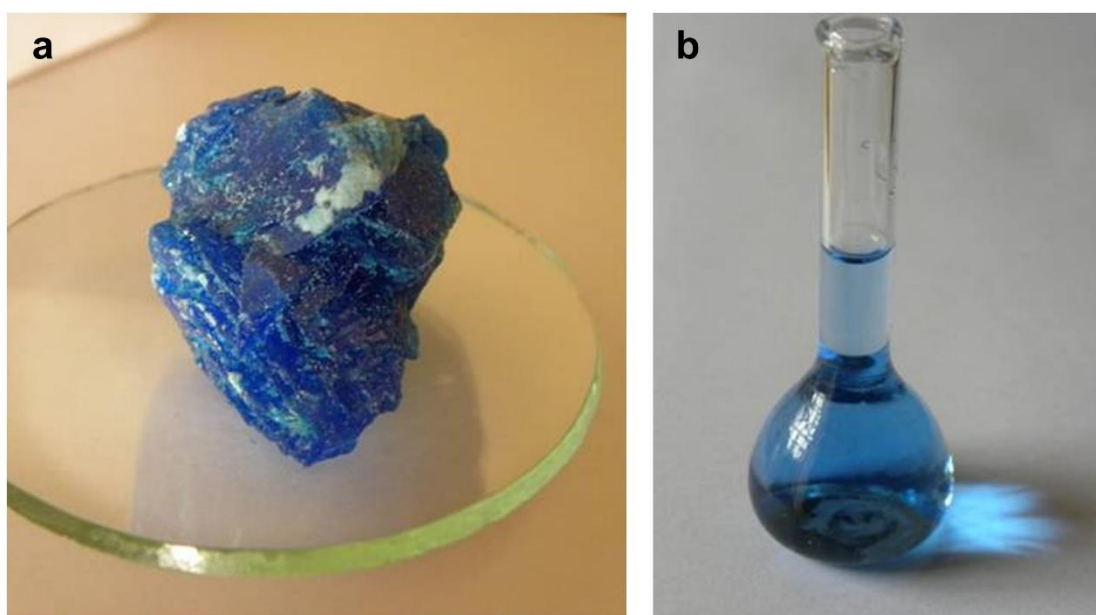


**Figura IX.11.** Pigmentos a la venta en un mercado de Goa, India.

El análisis de todas las posibles estructuras de estos compuestos sería demasiado largo. Por lo tanto, nos referiremos solamente a dos ejemplos característicos.

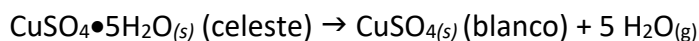
### IX.7.1. Primer ejemplo: Los iones de los metales de transición

Los cristales de sulfato de cobre pentahidratado,  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , son azules, color que se conserva si disolvemos un poco de esta sal en agua (Figuras IX.12 a y b). Un estudio espectral de una solución acuosa de  $\text{CuSO}_4$  muestra que ésta absorbe luz de longitudes de onda correspondientes al extremo rojo del espectro visible. Los colores que no son absorbidos por la solución, son transmitidos y su mezcla es percibida como celeste, o cian.



**Figura IX.12.** a. Cristales de sulfato de cobre pentahidratado,  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . b. Solución del compuesto en agua.

El color de la sal sólida sulfato de cobre pentahidratado ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) responde tanto a la presencia del catión  $\text{Cu(II)}$  como de las moléculas de agua. Si los cristales azules de esta sal se calientan lo suficiente, se eliminan las moléculas de agua que forman parte del sólido y se obtiene una sal blanca, el sulfato de cobre anhidro ( $\text{CuSO}_4$ ).



Este comportamiento no es privativo del catión cobre, podemos observarlo en otros iones complejos, formados por un ión central (catión de un metal de transición) al cual se unen un número variable de ligandos. Los ligandos pueden ser moléculas como agua, amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) y muchas otras; o aniones tales como cianuro ( $\text{CN}^-$ ), sulfocianuro

(SCN<sup>-</sup>) o cloruro (Cl<sup>-</sup>). Los ligandos tienen pares electrónicos disponibles que participan en la formación de las uniones químicas específicas con el ión central. En la sección VI.5, discutimos algunas de las propiedades químicas de los complejos. Veremos ahora lo específicamente relacionado con sus colores.

*Los iones complejos presentan una amplia gama de colores, que dependen del ión central, de su carga y de la naturaleza de los ligandos.*

Veamos ahora qué tienen de particular los iones complejos para ser coloreados. Recordemos que los metales de transición son aquellos ubicados en el centro de la Tabla Periódica, bloque d. La primera serie de elementos de transición, en el tercer periodo, tienen números atómicos del 21 al 30 inclusive: Escandio (Sc), Titanio (Ti), Yttrio (Y), Cromo (Cr), Manganeso (Mn), Hierro (Fe), Cobalto (Co), Níquel (Ni), Cobre (Cu) y Zinc (Zn). La configuración electrónica de estos elementos surge de distribuir sus electrones en los orbitales de energía creciente  $1s\ 2s\ 2p\ 3s\ 3p\ 4s\ 3d$ . Recordemos que el subnivel 4s tiene menos energía que el 3d y por lo tanto se llena primero.

Todos los elementos de la serie producen compuestos coloreados excepto dos: el primero, escandio, y el último, zinc. El escandio, cuya configuración electrónica es [Ar]  $4s^2 3d^1$ , forma el catión Sc<sup>3+</sup> por la pérdida de los electrones  $4s^2$  y  $3d^1$ , con lo que el nivel 3d queda vacío. El Zn tiene la configuración [Ar]  $3d^{10} 4s^2$  y la del catión correspondiente, Zn<sup>2+</sup>, es [Ar]  $3d^{10}$ , ya que pierde los electrones en el sub nivel  $4s^2$ . En este caso, el nivel 3d está completo.

*Los iones complejos de los cationes de transición con el nivel 3d vacío o lleno ( $3d^{10}$ ) son incoloros.*

A diferencia del Sc<sup>3+</sup> y del Zn<sup>2+</sup>, cualquiera de los otros cationes de los elementos de transición posee el nivel *d* parcialmente ocupado, por ejemplo, el ión Fe<sup>3+</sup> es, coloreado, y tiene la configuración [Ar]  $3d^3 4s^2$ .

*Entre los metales de transición, forman iones complejos coloreados aquellos que tienen el bloque d parcialmente ocupado*

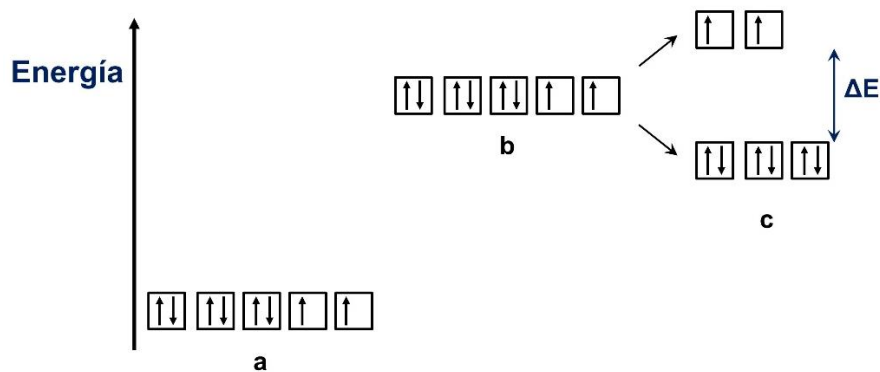
En la Figura IX.13 se muestran soluciones acuosas de algunos iones complejos formados por cationes de metales de transición con el ligando agua, todos coloreados.



**Figura IX.13.** Soluciones acuosas de algunos iones complejos de cationes de metales de transición. De izquierda a derecha, soluciones de:  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ ;  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ ;  $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ ;  $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ ;  $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$  y  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ .

Ahora podemos preguntarnos por qué los cationes de los complejos de los metales de transición con orbitales  $d$  parcialmente llenos absorben frecuencias de la luz visible, coloreándose, mientras que los cationes de los demás elementos no lo hacen. Daremos una explicación simplificada de lo que ocurre.

Cuando los ligandos establecen uniones químicas con el ión central, se genera una repulsión entre los pares de electrones de los ligandos y los electrones de los orbitales  $d$  del catión. Esto modifica la energía de estos últimos, dando lugar a la formación de dos subniveles, cuyos valores de energía se separan en una diferencia  $\Delta E$  (Figura IX.14). La magnitud de  $\Delta E$  depende del metal de transición, de su estado de oxidación y de la naturaleza de los ligandos.



**Figura IX.14.** Esquema cualitativo de los cambios energéticos de los electrones 3d como consecuencia de la formación de iones complejos. **a.** Estado fundamental; **b.** Aumento de la energía de los orbitales debido al acercamiento de los ligandos, por repulsión de sus pares electrónicos no compartidos; **c.** Desdoblamiento energético de orbitales y generación de  $\Delta E$ , correspondiente a fotones del visible.

Los valores de  $\Delta E$  se hallan comprendidos en el intervalo de energías correspondiente a los fotones de la luz visible: cuando un electrón se promueve desde un subnivel al otro, absorbe un fotón de esta región espectral y ocurre la aparición del color.

Cuanto mayor es  $\Delta E$ , mayor es la energía necesaria para promover un electrón desde el subnivel de menor energía hacia uno de energía mayor, y por lo tanto menor deberá ser la longitud de onda del fotón absorbido. Si dicha longitud de onda corresponde al rojo, el compuesto será del color complementario, es decir, cian, como ocurre en el caso de  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ . Si se reemplazan cuatro moléculas de agua por igual número de moléculas de amoníaco ( $\text{NH}_3$ ), el complejo formado será  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]^{2+}$ . El cambio de ligando produce una mayor distorsión en los orbitales  $d$  del  $\text{Cu}^{2+}$  aumentando el valor de  $\Delta E$ , y en consecuencia, la longitud de onda del fotón absorbido será menor. En este caso, el fotón absorbido corresponde al amarillo-naranja, de menor longitud de onda que el rojo, y el color observado será azul profundo, complementario del anaranjado, (Figura IX.15).



**Figura IX.15.** Solución de complejos de  $\text{Cu}(\text{II})$ . Tubo de la izquierda:  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ . Tubo de la derecha:  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]^{2+}$ . La sustitución de cuatro moléculas de agua por otras tantas de amoníaco explica la intensificación del color azul de la solución.

Los cationes del hierro, Fe (II) y Fe (III), forman complejos fuertemente coloreados según el ligando. En el complejo  $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$  conocido como “azul de Prusia” o “azul de ultramar”, uno de los iones Fe ocupa la posición de ión central, rodeado de seis ligandos, los aniones cianuro,  $:\text{CN}^-$ . La estructura del ión complejo es complicada, por cuanto participan el Fe(II) y el Fe(III), y una cantidad variable de moléculas de agua. El azul de Prusia o azul de ultramar es un hermoso colorante azul que, fijado convenientemente, permitió elaborar un pigmento que revolucionó la pintura. Con anterioridad a su descubrimiento, los pigmentos azules eran prohibitivamente caros (más que el oro) pues se fabricaban con polvo de una piedra azul semi-preciosa, el lapislázuli, llevada a Europa desde Oriente Medio por vía marítima, de allí el nombre de azul de ultramar. La Figura IX.16 muestra una reproducción de la famosa obra de Katsushika Hokusai (1760-1849) “La ola”, donde los tonos de azul fueron pintados íntegramente con azul de Prusia.



**Figura IX.16.** “La ola” de Katsushika Hokusai. Los distintos tonos de azul fueron pintados íntegramente con azul de Prusia.

Otro ejemplo de complejo coloreado del Fe es el grupo *hemo* de la proteína hemoglobina, tal como se vio en VII.9.4.3 y Figura VII.50. El centro del grupo contiene cuatro anillos pirrol que forman, con cuatro de las seis posiciones de un ión hierro, un complejo intensamente coloreado de rojo, responsable del color de la sangre.

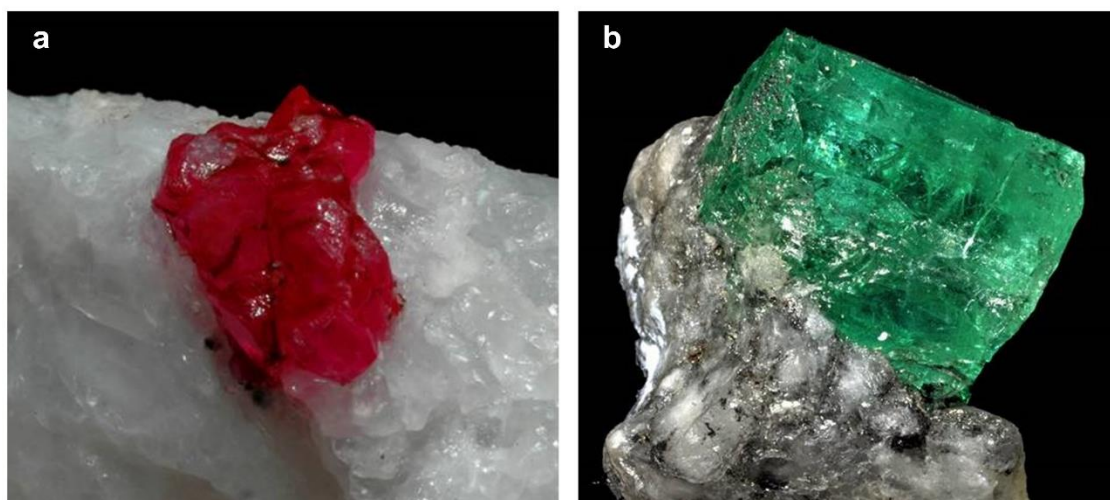


### IX.7.1.1. Impurezas preciosas

El óxido de aluminio,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , en su estado puro, forma un cristal transparente llamado corindón. En el cristal cada catión  $\text{Al}^{3+}$  está rodeado de seis aniones oxígeno,  $\text{O}^{2-}$ . Como el  $\text{Al}^{3+}$  carece de orbitales  $d$ , no puede producirse el desdoblamiento  $\Delta E$  al que hemos atribuido la aparición del color, y por lo tanto el cristal es incoloro. Sin embargo, durante el proceso de formación del corindón en las profundidades de la Tierra, hasta un 1% de los cationes  $\text{Al}^{3+}$  pueden ser reemplazados por cationes de cromo,  $\text{Cr}^{3+}$ , de tamaño parecido al  $\text{Al}^{3+}$ . La estructura electrónica de  $\text{Cr}^{3+}$  es  $[\text{Ar}]3d^3$ . Ahora sí, la interacción con los seis  $\text{O}^{2-}$  produce un desdoblamiento de la energía de los orbitales,  $\Delta E$ . La promoción de los electrones  $d$  desde el estado fundamental al excitado implica la absorción de fotones del espectro visible cuyas frecuencias corresponden al verde amarillento y al violeta. El cristal dejará pasar el resto de la luz, cuyos colores sumados dan rojo con un ligero tinte morado. Gracias a las impurezas de Cr, el corindón se ha transformado en una piedra preciosa, el rubí, Figura XI.17.a.

Bajo otras condiciones, el óxido de aluminio se mezcla con dióxido de silicio y óxido de berilo en la proporción  $3\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$  para formar otro tipo de mineral. En este caso, cuando parte de los cationes  $\text{Al}^{3+}$  se reemplazan por los de  $\text{Cr}^{3+}$ , el  $\Delta E$  generado es menor que en el caso del rubí, por la influencia de los óxidos de Si y Be. Los fotones que se absorben en este caso tienen menor energía, corresponden al rojo-amarillo y al azul. El color complementario que transmite el cristal es un verde azulado intenso, y lo que tenemos es una esmeralda, Figura XI.17. b.

El color de las gemas y piedras preciosas se debe muchas veces a la presencia de iones complejos, formados por impurezas incorporadas en las estructuras cristalinas.



**Figura IX.17.** a. Cristales de rubí incluidos en calcita (mármol). Mina de Luc Yen, Yenbai, provincia de Yen Bai, Vietnam. b. Esmeralda, mina de Muzo, Municipio de Muzo, distrito minero de Vasquez-Yacopí, Departamento de Boyacá, Colombia.

### IX.7.2. Segundo ejemplo: algunos colorantes orgánicos

Los colorantes orgánicos dan cuenta de los colores de la vegetación, el verde de la primavera y el verano (Figura IX.18), y también de los dorados, rojos y ocres de las hojas en otoño. La variadísima gama de colores de flores, frutos, raíces y de muchos animales, responden, en la mayoría de los casos, a la presencia de moléculas orgánicas capaces de absorber fotones en la región visible del espectro.



**Figura IX. 18.** Azucenas. Los colores de estas flores se deben a la presencia de colorantes orgánicos del grupo de las antocianinas. El verde del follaje responde a la clorofila.

Como vimos en el Capítulo VII las moléculas orgánicas están formadas por un esqueleto carbonado al cual se unen principalmente átomos de hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, azufre y fósforo. ¿Qué estructura electrónica deben poseer estas moléculas para ser coloreadas? Una condición muy importante para la aparición del color es que en las estructuras moleculares existan enlaces conjugados, es decir, enlaces simples, dobles o triples alternados. Para ver este aspecto con cierto detalle, es necesario repasar el tema de orbitales moleculares, tal como se vio en el Capítulo VII.

En la configuración electrónica del estado fundamental todos los electrones están en los orbitales moleculares de menor energía. Cuando la molécula absorbe un fotón con la energía requerida para promover un electrón a un orbital molecular de energía mayor, se encuentra en un estado excitado. El electrón que se promueve es el que se

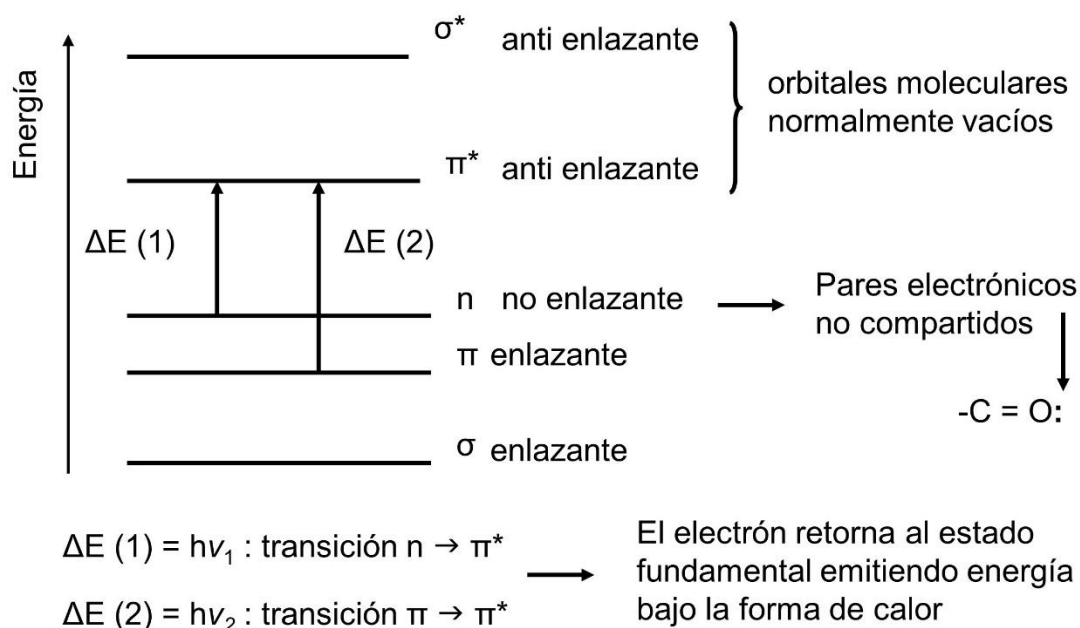
encuentra en el nivel ocupado de mayor energía, y pasa a ocupar el orbital molecular vacío de menor energía disponible.

#### IX.7.2.1. Estructura química de las sustancias coloreadas

La condición necesaria para que una sustancia orgánica sea coloreada es que sus moléculas puedan absorber fotones cuyas energías correspondan al estrecho intervalo de longitudes de onda del espectro visible. Transiciones típicas que corresponden al visible son la promoción de un electrón de un par electrónico no compartido hacia el orbital  $\pi^*$ . Dichos pares electrónicos suelen pertenecer a átomos de oxígeno o de nitrógeno. Las transiciones  $\pi \rightarrow \pi^*$  involucran energías pertenecientes a la región del ultravioleta cercano, y por lo tanto no producen color, al menos para nuestros ojos. Ver Figura IX.19.

Se denomina *cromóforo* a la parte de la estructura molecular responsable de la aparición del color. El cromóforo puede extenderse a toda la molécula o ser una parte de ella. La presencia de enlaces múltiples (dobles o triples) alternados con enlaces simples en forma repetitiva, es un tipo de cromóforo muy difundido, que indica que muy probablemente la sustancia que presente este tipo de uniones sea coloreada. Los enlaces múltiples presentes en la totalidad de los colorantes y pigmentos orgánicos involucran átomos de carbono, oxígeno y nitrógeno tales como:  $>C=C<$ ,  $>C=O$ ,  $>C=N$ ,  $-C\equiv C-$  y  $-C\equiv N$ . Es sorprendente que la inmensa variedad de moléculas orgánicas coloreadas se base en las uniones de los electrones 2p de solamente tres elementos químicos del tercer periodo de la Tabla Periódica, carbono, oxígeno y nitrógeno.

La conjugación de las uniones químicas disminuye la diferencia de energía entre el estado fundamental y el estado excitado de las moléculas. Cuando el número de enlaces conjugados aumenta lo suficiente, la diferencia de energía entre el nivel fundamental y el nivel excitado disminuye lo necesario para que los fotones absorbidos pertenezcan a la región visible del espectro. A continuación discutiremos algunos ejemplos típicos de familias de sustancias coloreadas de origen natural.

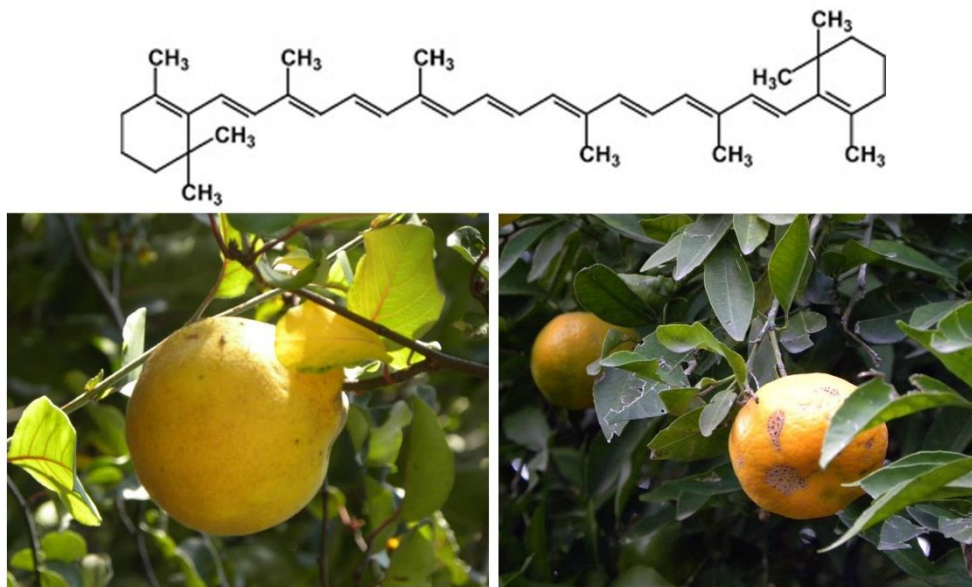


**Figura IX.19.** Esquema cualitativo de las transiciones electrónicas desde niveles fundamentales a niveles excitados por absorción de fotones que normalmente tienen lugar en los compuestos coloreados.

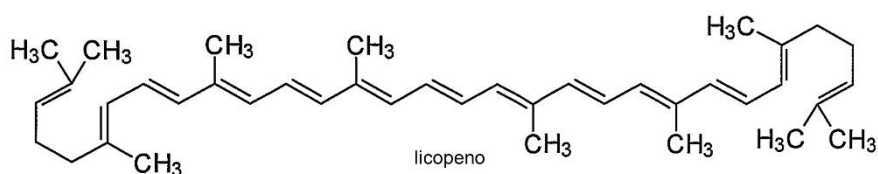
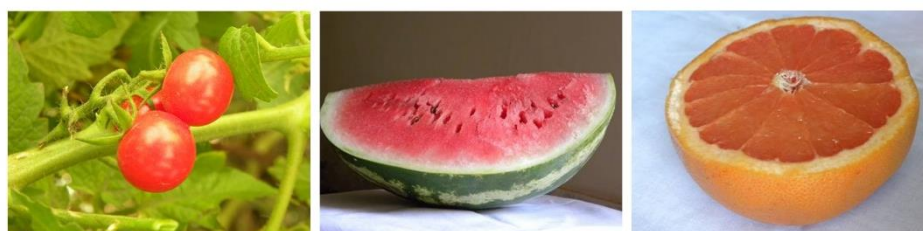
#### IX.7.2.2. Los carotenoides

Los carotenoides poseen una cadena de cuarenta y un átomos de carbono y once dobles enlaces conjugados. El  $\beta$ -caroteno, por ejemplo, absorbe en la región azul del espectro visible, por lo que el color observado es un naranja intenso (complementario del azul). El  $\beta$ -caroteno es el responsable del color de las zanahorias, de las frutas cítricas como naranjas y mandarinas, del amarillo de los girasoles, el color de los estambres de algunas flores como el azafrán, de las hojas de ciertas especies de árboles en otoño, por nombrar solo algunos ejemplos, Figura IX.20.

Los grupos funcionales incorporados a la secuencia de dobles enlaces conjugados ejercen cierta influencia sobre los valores de energía de los niveles participantes, y por lo tanto sobre la frecuencia del fotón absorbido. Así, las modificaciones de tales grupos pueden traducirse en variaciones en la tonalidad de los colores. Por ejemplo, la molécula de licopeno es otro carotenoide de color rojo, que le da su coloración a numerosos frutos como tomates, sandías, pomelos rosados, y bayas de numerosos arbustos, Figura IX.21.



**Figura IX.20.** Estructura del  $\beta$ -caroteno. Note las uniones simples y dobles alternadas. Membri-  
llos y mandarinas deben su color a la presencia de  $\beta$ -caroteno.



**Figura IX.21.** Tomates, sandías y pomelos rosados. Tres frutos que deben su coloración a la pre-  
sencia de licopeno. Observe las diferencias y similitudes entre las moléculas de licopeno y  $\beta$ -  
caroteno.

El licopeno tiene una cadena carbonada similar a la de los carotenos, pero los grupos funcionales diferentes determinan que el color sea rojo en lugar de naranja.

Es interesante el hecho de que los colores vistosos de algunas aves se deben a que las plumas incorporan carotenoides provenientes de la alimentación, Figura IX.22.

Esto explica la decoloración de estos pájaros en cautiverio, cuando se alimentan con granos en lugar de las bayas silvestres frescas, ricas en carotenoides.

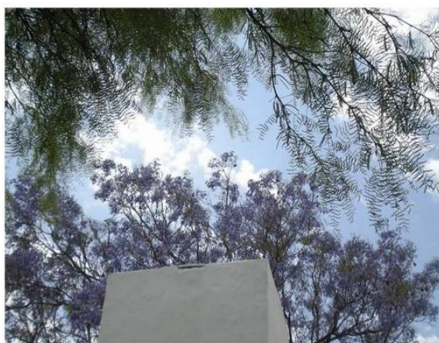


**Figura IX.22.** La coloración de las plumas de ciertas aves proviene de los carotenoides presentes en la alimentación. Flamencos caribeños en el zoológico de Toronto, Canadá.

### *IX.7.2.3. Antocianinas*

Las antocianinas (del griego *anthos*, flor y *kyanos*, azul oscuro) son un tipo de flavonoides a los que se debe el color vistoso, entre rojo y azul, de muchas hojas, flores, frutos, semillas, tubérculos y raíces, Figuras IX.23. Ejemplos típicos son las cerezas, uvas, manzanas, ciruelas, duraznos, frutos del bosque, (frutillas, grosellas, arándanos, zarzamoras, frambuesas), cebolla colorada, repollo morado, berenjenas, rabanitos, porotos colorados, maíz colorado, entre otros, Figura IX.24.

Las antocianinas son compuestos de distribución universal, solubles en agua, y pertenecen al grupo más amplio de los polifenoles. Forman una parte muy importante de nuestra dieta, y se les atribuye una acción anticancerígena y antioxidante, protectora del sistema cardiovascular.

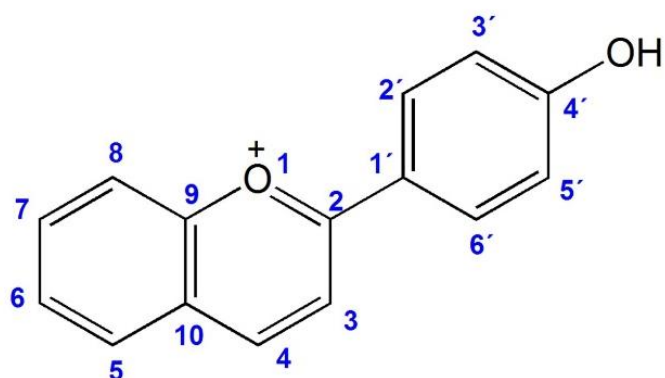


**Figura IX.23.** Flores tan diferentes como las del Jacarandá y de algunos cactus comparten las estructuras pigmentarias básicas, en este caso, antocianinas. Las variaciones en la coloración se deben a la presencia de diferentes sustituyentes en la molécula.



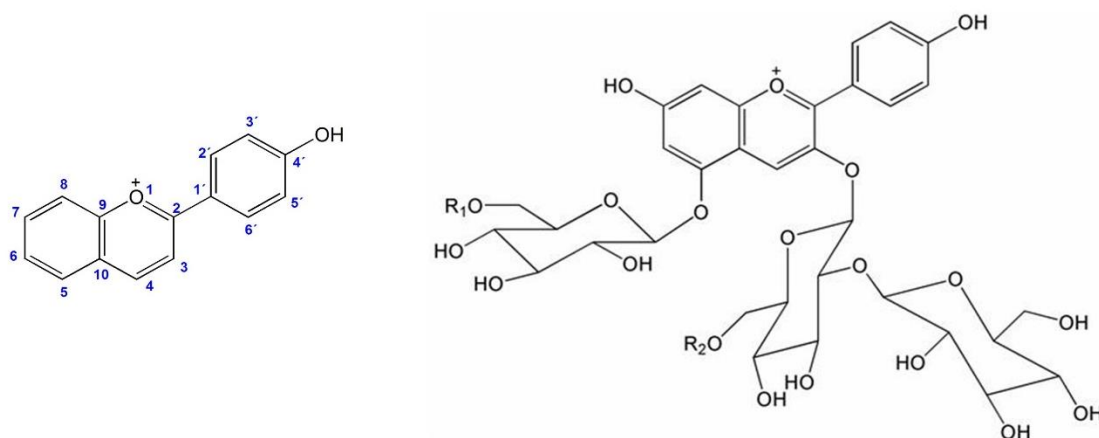
**Figura IX.24.** Los frutos del bosque (grosellas, arándanos, frutillas, frambuesas) al igual que las uvas negras, ciruelas, manzanas y duraznos deben sus llamativos colores a la presencia de antocianinas.

Las antocianinas poseen una estructura policíclica de quince carbonos organizados en dos anillos aromáticos unidos por tres átomos de carbono en un heterociclo con oxígeno, Figura IX.25. La variedad de grupos sustituyentes y de otras moléculas con las que se asocian hacen que las antocianinas sean un conjunto muy numeroso de compuestos, de allí la gran variedad de los colores pigmentarios asociados a ellas.



**Figura IX.25.** Estructura policíclica de las antocianinas. La posibilidad de tener muchos grupos sustituyentes y de asociarse con otras moléculas determina la existencia de un conjunto muy numeroso de compuestos, que se manifiestan en la gran variedad de los colores pigmentarios.

Los carbonos 3, 5, 6, 7, 3' y 5' presentan sustituyentes que pueden ser  $-OH$ ;  $-H$ ;  $-OCH_3$ ; o azúcares. Las posibles combinaciones de los sustituyentes dan lugar a diferentes sustancias, cuyos colores varían entre el rojo brillante y el azul. En la Figura IX.26 se muestra la estructura del colorante rojo presente en los rabanitos, donde los sustituyentes son un disacárido en el carbono 3 (C3), un monosacárido en el C5, un grupo  $-OH$  en el C7.



**Figura IX.26.** Estructura química del colorante rojo de los rabanitos. Sustituyentes: disacárido en C3, monosacárido en C5, grupo  $-OH$  en C7.

En la Tabla IX.2 se presenta un grupo de colorantes en varios tonos de rojo y rojo azulado, dependiendo de los sustituyentes en las posiciones C3' y C5'. Los colores de las antocianinas también cambian de acuerdo con el pH del medio.



| R                 | R'                | $\lambda_{\max}$ | Color        |
|-------------------|-------------------|------------------|--------------|
| -H                | -H                | 494              | anaranjado   |
| -OH               | -H                | 506              | rojo-naranja |
| -OH               | -OH               | 508              | rojo         |
| -OCH <sub>3</sub> | -H                | 506              | rojo-naranja |
| -OCH <sub>3</sub> | -OH               | 508              | rojo         |
| -OCH <sub>3</sub> | -OCH <sub>3</sub> | 510              | rojo azulado |

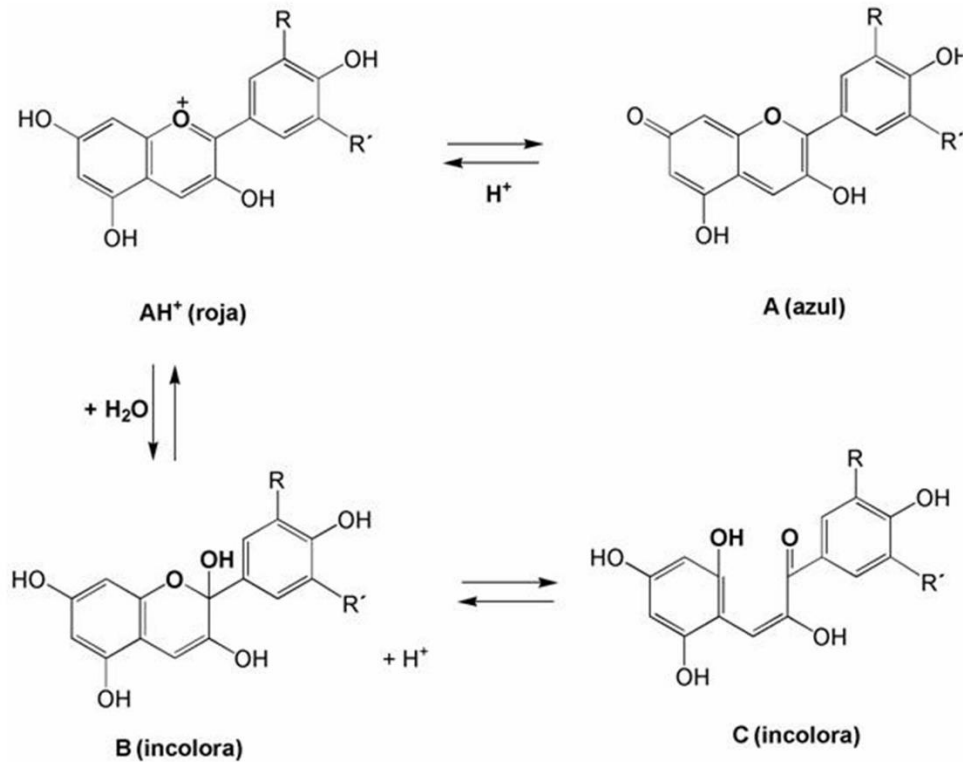
**Tabla IX.2.** Efecto de los sustituyentes en C3' y C5' en el color de las antocianinas.

#### IX.7.2.4. Por qué son coloreadas las antocianinas

Como hemos discutido anteriormente, la presencia de un número importante de dobles enlaces conjugados es la causa de que ciertas moléculas orgánicas sean coloreadas. En el caso de las antocianinas, los dobles enlaces alternados en los anillos aromáticos y el heterociclo oxigenado mantienen su alternancia (conjugación) cuando el oxígeno presenta una carga positiva.

En la Figura IX.27 se muestra las estructuras de la molécula de cianidina, presente en las cerezas y los arándanos y en algunas flores que van del rojo hasta el azul, pasando por las tonalidades intermedias. Es posible observar además la influencia que tiene el pH sobre la forma más abundante: la especie HA<sup>+</sup> predomina en medios muy ácidos, en tanto que la especie **A** se encuentra a valores de pH comprendidos entre 4 y 6.

Por el contrario, cuando mediante reacciones lentas el oxígeno neutraliza su carga y se introduce un grupo -OH, se forman varios enlaces simples, se destruye la conjugación, y el color desaparece, tal como ocurre con los compuestos incoloros B y C.



**Figura IX.27.** Estructuras coloreadas e incoloras de la cianidina según el pH del medio.

#### IX.7.2.5. Los colores del otoño

Desde que las hojas brotan en primavera hasta la llegada del otoño, sus múltiples tonalidades de verde se deben a la clorofila, cuya coloración es tan intensa que enmascara a otros colorantes también presentes en las hojas, del tipo de los carotenoides. La clorofila es una sustancia bastante inestable, por lo que la planta tiene que sintetizar nuevas moléculas en forma permanente. Esta síntesis requiere agua, mucha insolación y temperaturas relativamente altas. En el otoño los árboles caducifolios detienen la síntesis de clorofila mediante la suspensión de la llegada del agua a las hojas. El verde desaparece y entonces se torna visible el amarillo y naranja de los carotenoides que son moléculas más estables. Según las especies vegetales, puede observarse una amplia gama de colores marrones, dorados, cobrizos y rojos. Otros colorantes presentes en las hojas son las antocianinas. Las hojas que al llegar el otoño se vuelven rojas, solamente contienen este colorante. A diferencia de los carotenoides que están presentes en las hojas durante todo el año, las antocianinas se sintetizan solamente en el otoño. Son

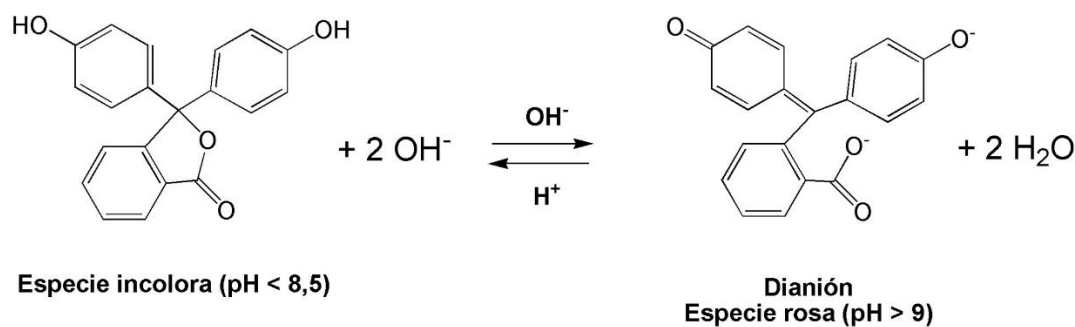
colorantes solubles en agua, de modo que la lluvia se encarga de que el color desaparezca poco tiempo después de la caída de las hojas. El color marrón residual es debido a la presencia de tanino, Figura IX.28.



**Figura IX.28.** Follaje en otoño. Según las especies, predominan los amarillos ( $\beta$ -carotenos) o los rojos (antocianinas).

### *IX.7.3. La fenolftaleína y el efecto del pH sobre el color*

La fenolftaleína es una sustancia que presenta un intenso color rosado cuando se encuentra en soluciones alcalinas, mientras que es incolora en soluciones neutras o ácidas. Nuevamente, el pH tiene efecto sobre la presencia de enlaces conjugados en la molécula. El dianión de la fenolftaleína presenta una secuencia de dobles y simples enlaces alternados que se extiende a toda la molécula. Tal como se muestra en las estructuras moleculares, la protonación de los oxígenos para formar fenoles, y la formación de un anillo de lactona en el centro de la molécula, introducen varios enlaces simples que rompen la alternancia de los enlaces dobles y simples y el color desaparece, Figura IX.29.



**Figura IX.29.** Estructuras de las formas **a.** incolora y **b.** coloreada (fucsia intenso) de la fenolftaleína. Esta propiedad es ampliamente utilizada para determinar la acidez o la alcalinidad de las soluciones acuosas.

Para valores de pH menores que 8,5 la molécula posee tres anillos aromáticos unidos a un carbono tetraédrico con hibridización  $sp^3$  que impide la conjugación de los dobles enlaces (uniones  $\pi$ ) de los anillos. Cada anillo absorbe en la región del ultravioleta y la molécula es incolora. Cuando el pH supera el valor de 9, el carbono central forma parte de una unión doble, con hibridización  $sp^2$ , disponiendo de un orbital p que puede solaparse con las uniones  $\pi$  de los anillos, y de esa forma la conjugación se extiende a toda la molécula. Las diferencias energéticas para las transiciones disminuyen hasta caer en el rango del visible, y la sustancia se colorea de magenta o fucsia.

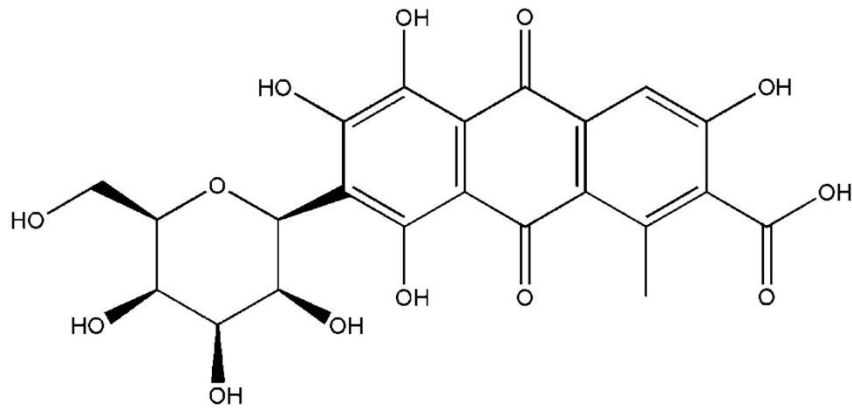
#### IX.7.4. Las cochinillas y el carmín

Otro colorante muy difundido es el carmín o ácido carmínico, de un hermoso color rojo, y producido por las hembras de cochinilla, *Dactylopius coccus*, Figura IX.30, y también presente en los huevos de estos insectos. Son parásitos de diferentes tipos de cactus. Su utilización como tinte rojo escarlata era típica del arte textil precolombino, tanto en Perú como en Méjico. La forma de extracción fue desarrollada por mayas y aztecas. A partir de 1523, las cochinillas fueron enviadas a Europa en grandes cantidades.



**Figura IX.30.** Cochinillas, *Dactylopius coccus*, Gran Canaria, España. Las plantaciones de cactus fueron llevadas a las Canarias desde los territorios andinos durante la colonización de América del Sur.

El colorante de la cochinilla está formado por el ácido carmínico, Figura IX.31, soluble en agua. Habitualmente se utiliza en una forma combinada con aluminio (mordiente) con el que forma un ión complejo en una relación molar de aluminio a ácido carmínico de 1:2. El color es muy estable frente al calor y a la luz; de hecho, el compuesto ácido carmínico-aluminio es el colorante natural más estable que se ha descrito. Se utiliza para producir escarlata, naranja y otros tonos de rojo en la tinción de fibras naturales, en la preparación de lápices labiales y otros cosméticos, y en alimentos, ya que no es tóxico.



**Figura IX.31.** Estructura química del ácido carmínico, presente en la cochinilla y ampliamente utilizado para la elaboración de tintes y pigmentos rojos.

#### IX.7.5. El añil o índigo

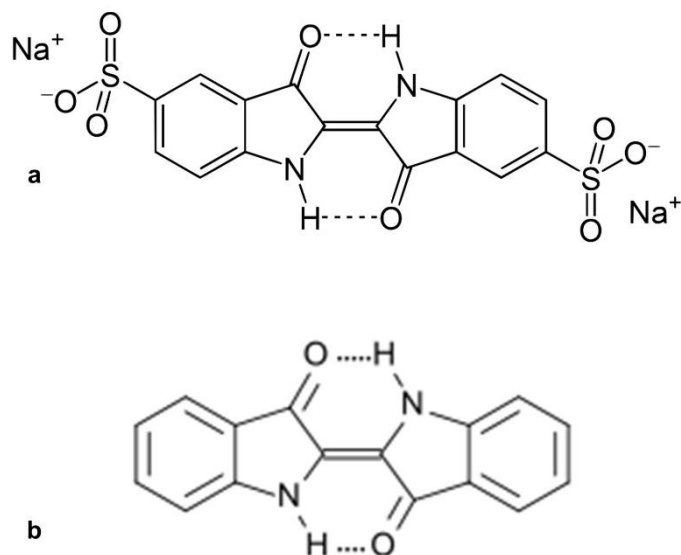
El color azul profundo conocido como añil o índigo se obtiene a partir de tres plantas: *Indigofera suffruticosa* o indigofera añil, *Indigofera tinctoria* o índigo verdadero e *Isatis tinctoria*. La primera es originaria de las zonas tropicales y subtropicales, que los mayas usaban en la preparación del “azul maya”, un pigmento que contiene el colorante azul soportado sobre arcilla, Figura IX.32.



**Figura IX.32.** Indigofera añil. (*Indigofera suffruticosa*), planta utilizada por los mayas para preparar el azul maya.

El índigo verdadero es un arbusto leguminoso de flores rosadas que crece en climas tropicales de Asia, África y Mesoamérica. Las hojas y la savia contienen los colorantes azules indigotina o carmín de índigo e indigoferina, cuyas estructuras moleculares

son muy similares, tal como se muestra en la Figura IX.33. *Isatis tinctoria*, también conocida como hierba pastel, isatide, glasto, o "áspide de Jerusalén", es una planta de poca altura, oriunda de zonas desérticas continentales en Asia y Europa. Sus flores son amarillas.



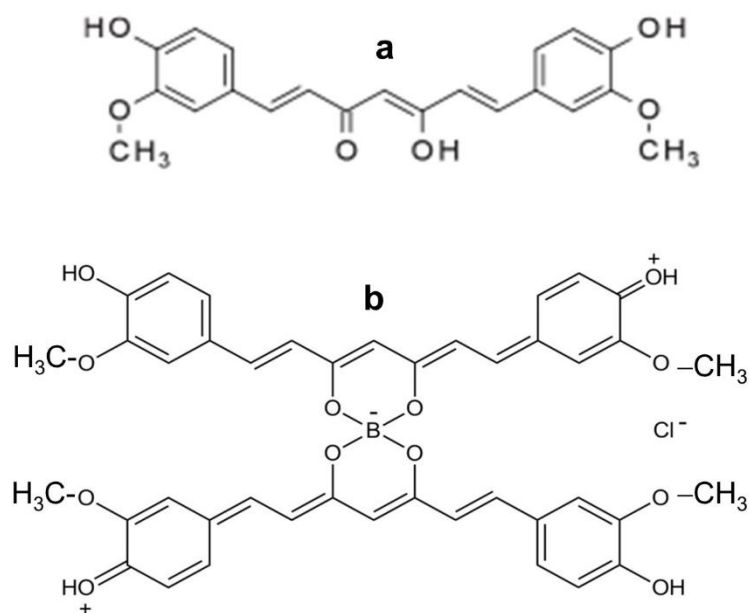
**Figura IX. 33.** Estructura química de a. Carmín de índigo, indigotina o indigotin disulfonato de sodio. b. Colorante azul índigo o indigoferrina. Observe la alternancia de los enlaces dobles y simples.

#### IX.7.6. A la hora de colorear, las posibilidades son muchas. Los mordientes

La naturaleza no escatima recursos (la industria química tampoco) a la hora de lograr los colorantes más efectivos. En muchos casos se trata del resultado conjunto de estructuras resonantes y la formación de iones complejos. Este hecho se pone de manifiesto en compuestos como la rosocianina, que se obtiene al mezclar la curcumina (colorante amarillo intenso presente en la raíz de cúrcuma), con sales de boro, según se muestra en la Figura IX.34. En medio ácido, el complejo es de color rojo intenso, y vira al azul cuando se alcaliniza la solución.

Un caso muy interesante de este tipo de asociaciones (estructuras resonantes + iones complejos) se da en la fijación de las tinturas a las fibras a teñir mediante el agregado de sustancias conocidas como *mordientes*. Éstos se conocen desde la antigüedad, y surgen de la necesidad de estabilizar los colores de las fibras teñidas con tinturas naturales frente a los efectos de la luz, del aire y de los lavados. Las sustancias mordientes establecen uniones tanto con los grupos funcionales de las fibras como con las moléculas de colorante, formando asociaciones estables que evitan que las fibras "se destiñan". La mayoría de los mordientes contienen cationes de metales de transición que forman

iones complejos insolubles con ligandos presentes tanto en las fibras como en el colorante. Los complejos resultantes pueden ser insolubles y precipitar en la estructura de la fibra, o formar coloides que quedan retenidos en el material teñido.



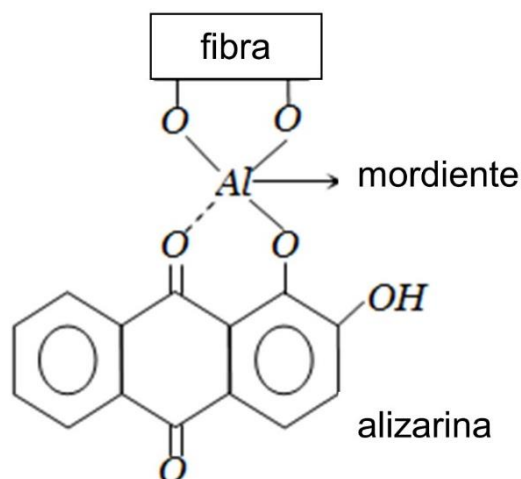
**Figura IX.34.** Estructuras de **a.** Curcumina. **b.** Resorcianina. Observe la asociación entre el colorante orgánico y el ión complejo de boro.

Los mordientes más usados son las sales de aluminio, cobre, hierro, estaño y cromo, aunque estas últimas deben evitarse por su toxicidad.

Algunas moléculas orgánicas de origen vegetal, como los ácidos tánico y tartárico tienen efecto mordiente y son muy usadas, principalmente para fijar colorantes básicos. Los taninos son polifenoles de estructura variada.

Las uniones químicas que se forman entre los colorantes y las fibras no son simples. Involucran uniones covalentes directas, puente hidrógeno (especialmente en el caso de las fibras de proteína como la lana y la seda) e interacciones hidrofóbicas. Se refuerzan por efecto del mordentado. Según el colorante, el mordiente puede o no cambiar la tonalidad resultante. Por ejemplo, la alizarina da diferentes colores según cuál sea el catión del mordiente: rosa con Al<sup>3+</sup>, azul con Ba<sup>2+</sup>, violeta con Fe<sup>3+</sup>, y marrón rojizo con Cr<sup>3+</sup>. En la Figura IX. 35 se muestra un esquema representativo de la fijación de la alizarina a una fibra mediante una sal de Al como mordiente.





**Figura IX. 35.** Complejo formado entre los  $\text{-OH}$  de la fibra, los residuos oxigenados de la Alizarina y el catión  $\text{Al(III)}$ .

### IX.8. Colores estructurales: las ondas juegan entre ellas

El tipo de superficies y el tamaño de las partículas con las que interacciona la luz es la causa de fenómenos ópticos tales como reflexión, refracción, difracción, difusión, dispersión e interferencia (III.4.1), responsables de colores, brillos e iridiscencias conocidos como colores estructurales.

No todos los colores responden a la presencia de moléculas de colorantes y pigmentos. Los colores tornasolados de las pompas de jabón, de las perlas, y muchos otros dependen de la interacción de la luz con pares de capas transparentes sumamente delgadas y próximas entre sí. Estos colores derivan de la interferencia de las ondas de luz después de ser reflejadas por las dos superficies (interna y externa) de la película, por ejemplo, en una pompa de jabón. Los colores por interferencia están ampliamente difundidos en el reino animal.

Los fenómenos de dispersión de la luz ocurren cuando ésta interacciona con partículas de diferente tamaño, desde moléculas de diámetros del orden de las micras, hasta partículas coloidales de dimensiones nanométricas. Según el diámetro de las partículas, los componentes de la luz blanca se desvían en diferentes ángulos, haciendo evidentes bellísimos colores, que nada tienen que ver con colorantes o pigmentos. La dispersión de la luz que producen las moléculas da lugar, por ejemplo, al azul del cielo o del mar y a los dorados del atardecer y del amanecer.

El tipo de dispersión que originan las moléculas se denomina Dispersión de Rayleigh. En ella, la radiación electromagnética es esparcida por partículas cuyo tamaño es mucho menor que la longitud de onda asociada a los fotones dispersados, como es el

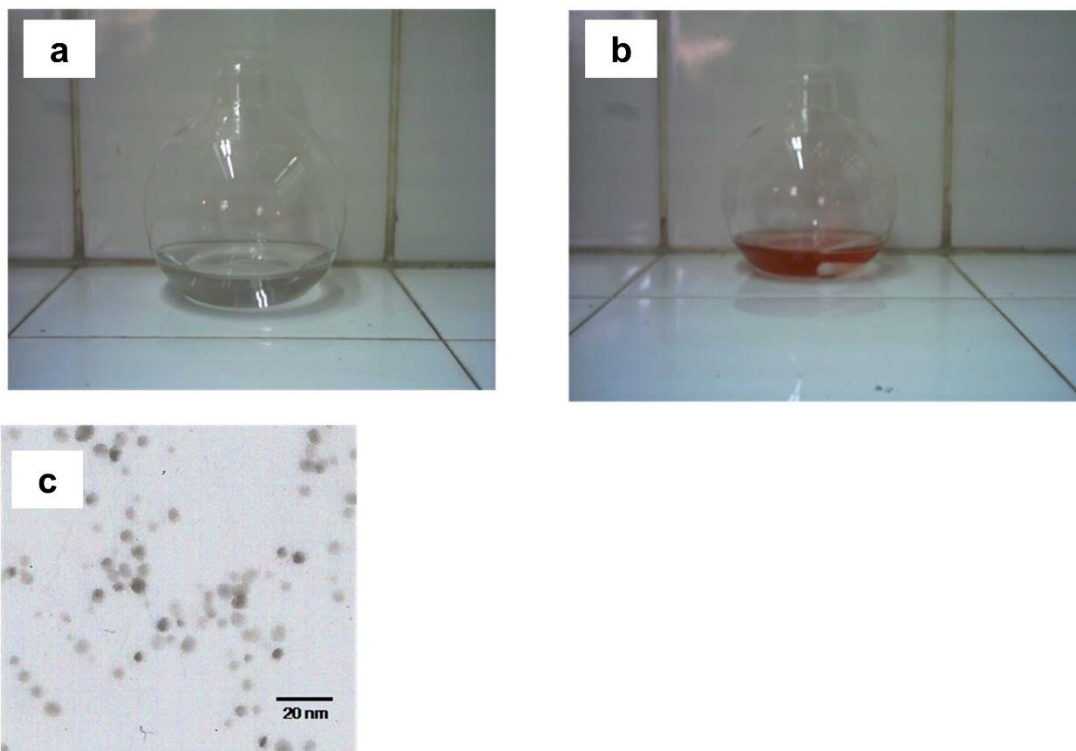
caso de las moléculas pequeñas. Ocurre cuando la luz atraviesa gases pero también líquidos y sólidos transparentes. La intensidad de la luz dispersada depende inversamente de la cuarta potencia de la longitud de onda ( $\sim\lambda^{-4}$ ), de la intensidad de la luz incidente y además de varios factores, entre ellos el ángulo de dispersión, la distancia a la partícula, su diámetro y su índice de refracción.

La fuerte dependencia de la dispersión con la longitud de onda hace que en la atmósfera los fotones de luz azul se dispersen mucho más que los de longitudes de onda mayores a 490 nm (verde, amarillo, anaranjado y rojo). De acuerdo con la dependencia con  $\lambda^{-4}$ , la luz azul es dispersada 10 veces más que la roja. Por este motivo vemos el cielo limpio de color azul en todas direcciones y sólo lo vemos blanco o amarillento en dirección al sol. Al atardecer de días despejados y cielos limpios vemos el sol y el cielo amarillos o ligeramente anaranjados ya que la luz azul ha sido dispersada y no está en la línea de la visión.

#### *IX.8.1. Las nanopartículas y la dispersión de Mie*

Cuando las partículas, aunque muy pequeñas, son al menos un orden de magnitud mayor que la longitud de onda de la luz incidente, sus propiedades ópticas cambian radicalmente, adquiriendo sorprendentes colores. Hablamos de otro tipo de dispersión, la de Mie. Típicamente caracteriza los colores de las soluciones coloidales o de nanopartículas. Éstas poseen dimensiones entre 5 y 200 nm, y contienen pocos miles de átomos.

En la Figura IX.36 se muestra una solución coloidal de partículas de oro, de intenso color rojo. La fotografía tomada con un microscopio electrónico de transmisión permite observar las formas y los tamaños medios de las partículas. Note la escala introducida en la figura.



**Figura IX.36.** Solución coloidal de partículas de oro sintetizadas por Verónica Paz Zanini en el Departamento de Físicoquímica de la Facultad de Ciencias Químicas, UNC. Fotografías correspondientes a las soluciones **a.** antes, y **b.** después de la síntesis de las nanopartículas. **c.** Imagen de las nanopartículas obtenidas con Microscopía Electrónica de Transmisión (TEM).

Uno de los aspectos más sorprendentes de las soluciones de nanopartículas es que el color depende no sólo de la naturaleza del metal sino también del tamaño y la forma de las nanopartículas.

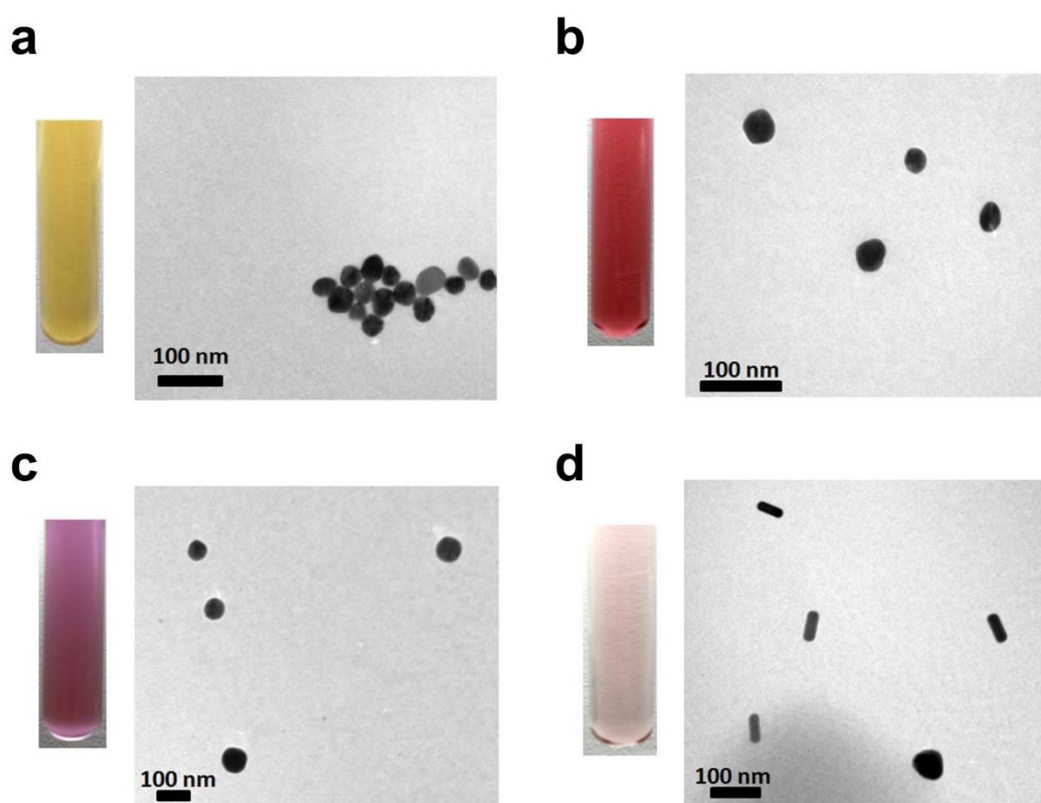
Estos aspectos quedan evidenciados en la Figura IX.37, donde se muestran dispersiones coloidales y las correspondientes imágenes obtenidas por Microscopía Electrónica de Transmisión, TEM.

#### *Naturaleza del metal de las nanopartículas*

Si se comparan nanopartículas de tamaño y forma similares, pero de diferente metal, los colores observados son diferentes. Así los tubos a y b contienen dispersiones coloidales de nanopartículas esféricas de plata de 40 nm y de oro de 36 nm. La dispersión de plata es amarilla mientras que la de oro es roja.

### *Tamaño de las nanopartículas*

Nanopartículas de un mismo material, pero de diferente tamaño muestran cambio de color por corrimiento de la banda de absorción hacia mayores longitudes de onda cuando el tamaño aumenta, y el color transmitido hará lo contrario. Tanto el tubo b como el c contienen dispersiones de nanopartículas de oro, pero de diferente tamaño promedio: 36 nm y 90 nm respectivamente. Las nanopartículas de mayor tamaño presentan una coloración más azulada.



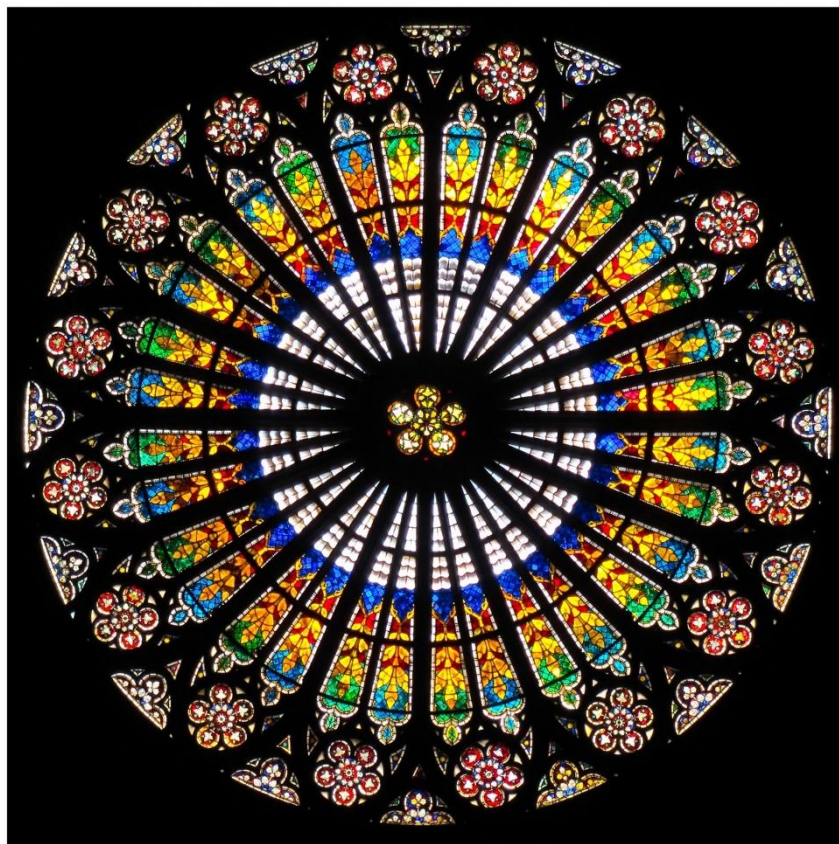
**Figura IX.37.** Dispersiones coloidales sintetizadas por Juan Fraire en el Departamento de Fisicoquímica de la Facultad de Ciencias Químicas, UNC y las correspondientes imágenes de sus nanopartículas (NP) obtenidas por TEM. **a.** NP de plata de 40 nm. **b.** NP de oro de 36 nm. **c.** NP de oro de 90 nm. **d.** Nanovarillas de oro de 60 nm de eje mayor y 20 nm de eje menor. Las NP en a, b y c son esféricas.

### *Morfología de las nanopartículas*

También tiene incidencia en la coloración de la suspensión coloidal la forma de las nanopartículas. En las soluciones de los tubos b y c de la Figura IX.37, hay nanopartículas de oro de forma esférica (de 36 nm en b y de 90 nm en c) mientras que en el tubo

d la dispersión coloidal contiene nanovarillas de oro de 60 nm de eje mayor y 20 nm de eje menor. Las varillas presentan una coloración más pálida que las esferas.

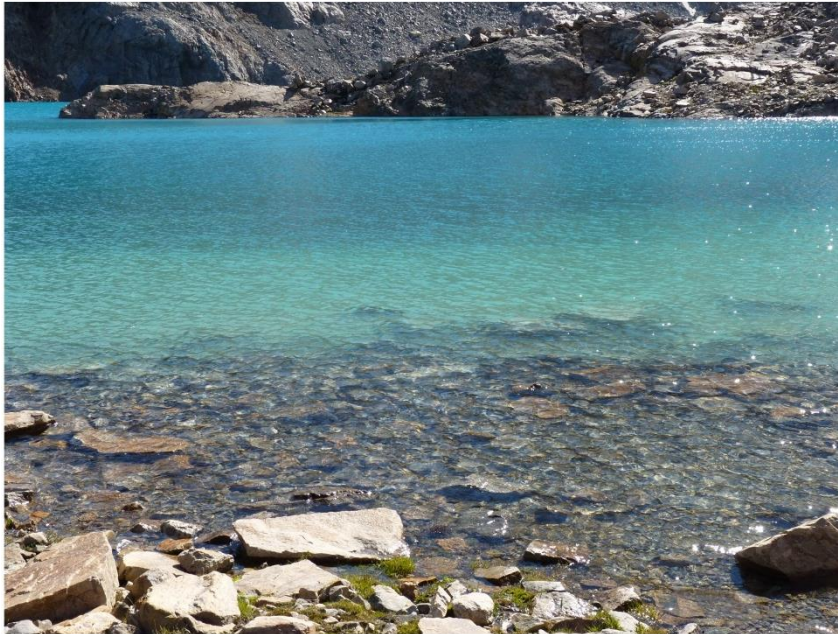
La dispersión por las partículas coloidales origina, por ejemplo, el blanco de las nubes, de la sal y el azúcar o el rojo anaranjado de los atardeceres de los días ventosos, cuando hay polvo en suspensión. Ejemplos muy atractivos de estos colores se observan en los vitrales de las catedrales medievales, producto de la presencia de partículas metálicas de tamaño coloidal. Así, los coloides de oro producen rojos intensos, y los de plata dan coloración amarilla. Figura IX.38.



**Figura IX.38.** Los colores de los vitrales no se deben a la presencia de sustancias colorantes sino a los efectos de dispersión de la luz por parte de nanopartículas metálicas. Rosetón de la Catedral de Estrasburgo, Francia.

Una forma de dispersión de Mie es la que da las tonalidades azul verdosas de los espejos de agua de la cordillera patagónica. Lagos como el Nahuel Huapi en Bariloche o el Lacar en San Martín de los Andes están actualmente severamente contaminados, pero los lagos más alejados de los centros urbanos conservan la pureza de sus aguas de

deshielo. Un vaso de esas aguas es transparente e incolora, pero el lago es turquesa, Figura IX 39. ¿Cuál es el origen del color? Como vimos en el Capítulo VIII, los glaciares arrastran la roca de base de tipo basáltica y la trituran hasta dimensiones coloidales que se incorporan al hielo y a las aguas de deshielo. Son esas partículas coloidales, generalmente silicatos, las que producen la dispersión de Mie responsable del color. Se trata de un efecto óptico y no de la presencia de algún tipo de sustancia colorante.



**Figura IX.39.** El color turquesa de estas aguas es consecuencia de la dispersión de la luz por las nanopartículas coloidales de silicatos. Laguna de los Tres, Cerro Torre, El Chalten, Santa Cruz, Patagonia Argentina.

Las propiedades ópticas de las nanopartículas se utilizan desde la antigüedad para dar color al vidrio, tanto de vasos y copas como de los vitrales de las catedrales góticas. Existen en los museos piezas de una gran belleza que evidencian los importantes conocimientos empíricos que poseían los artesanos para lograr coloraciones impactantes y bellísimos efectos de luz. Una atención especial merece el vaso o copa de Licurgo, del siglo IV aC, Figura IX 40, y que se encuentra en el Museo Británico. La copa se observa verde cuando se ilumina desde el exterior (luz reflejada) o roja cuando la luz es transmitida desde el interior. Un análisis no destructivo por Rayos X evidenció la presencia de nanopartículas de oro de 50 nm de diámetro en el interior del vidrio de la copa.



**Figura IX.40.** Vaso de Licurgo. El vidrio contiene mínimas cantidades de oro bajo la forma de nanopartículas. La copa es roja cuando transmite la luz y es verde cuando la refleja. Carece de sustancias colorantes.

### *IX.8.2. El color de las mariposas*

Los efectos de las nanoestructuras son también muy importantes en la naturaleza. Los maravillosos tonos azul metálico del dorso de las alas de la mariposa tropical *Morpho rhetenor*, Figura IX.41, no se deben a la presencia de ningún colorante o pigmento, sino a la estructura microscópica de sus alas. En Internet se encuentran hermosas fotografías de estas mariposas y de sus alas observadas al microscopio. La base del ala sobre la que asientan las escamas, lo mismo que la cara exterior, es amarronada por la presencia de pigmentos melánicos. Cuando la mariposa se apoya sobre un tronco, pliega sus alas ocultando el color azul y mimetizándose con el entorno, y de ese modo pasa desapercibida para sus predadores. Cuando vuela, las alas se abren y se cierran, con lo que el color azul “aparece y desaparece” desorientando a los pájaros que tratan de comerlas. La base de melanina marrón ayuda a la absorción de la luz de longitudes de onda no reflejadas y favorece la captación de calor necesario para su metabolismo.



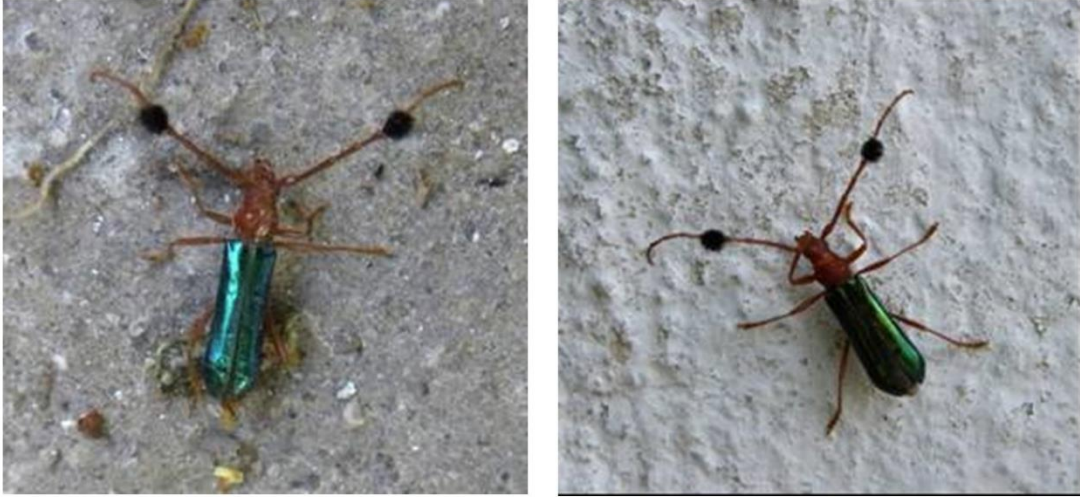
**Figura IX.41.** Mariposa *Morpho rhetenor*. El color azul metalizado de la parte dorsal se debe a la retrodispersión de la luz por interacción con partículas ultra pequeñas presentes en sus alas. La parte ventral es marrón, debido al pigmento melanina.

El caso de las mariposas es de un diseño estructural increíble. Las alas están cubiertas de diferentes tipos de escamas, generalmente ordenadas en dos o más capas. Son sumamente pequeñas, aproximadamente de 100  $\mu\text{m}$  de largo y 50  $\mu\text{m}$  de ancho. Se acomodan en la superficie del ala como las tejas de un tejado, observándose de 200 a 500 escamas por milímetro cuadrado, según las especies. De las diferentes organizaciones de estos elementos surgen las más de cien mil variedades de mariposas descritas hasta ahora por los entomólogos.

En la película “Alicia en el país de las maravillas” (*Walt Disney Pictures*) dirigida por Tim Burton, uno de los personajes es *Absolem*, la oruga azul. En las escenas finales sobre la cubierta del barco en el que parte Alicia, aparece transformada en una mariposa como la *Morpho rhetenor*. Se trata de una representación falsa, ya que sus alas son azules de ambas caras, lo que la hace biológicamente inviable.

Entre los insectos existe una amplia gama de colores no pigmentarios, como en el caparazón de ciertos escarabajos, Figura IX.42. El color azul de las plumas de ciertos pájaros responde a colores estructurales y no a la presencia de colorantes. Los colores azules no iridiscentes en los animales (no en las flores) son la consecuencia de la dispersión de la luz. Un caso muy interesante es el color verde de los loros, que surge de la combinación de un colorante amarillo presente en las plumas con luz azul producida por dispersión. Otro tanto ocurre con los colores de los colibríes.





**Figura IX.42.** Colores iridiscentes en caparazones de insectos.

## ACTIVIDADES DEL CAPÍTULO IX

### IX.9. Actividades con lápiz y papel. La Química y los colores

#### IX.9.1. El diálogo entre los fotones y los electrones

Haga un breve repaso sobre las diferentes regiones del espectro electromagnético.

1. Mencione las características del espectro visible. ¿Se puede decir que todos los animales con ojos ven en la misma región del espectro?
2. Dados los siguientes colores, ordénelos según sus longitudes de onda, sus frecuencias y las energías de sus fotones: índigo, amarillo, verde, naranja, azul, rojo.
3. Haga un breve comentario respecto a la interacción de la luz con los electrones y el fenómeno del color.
4. Indique cuáles son los requisitos que debe cumplir un fotón para ser absorbido por un átomo, un ión o por una molécula.

#### IX.9.2. Sumar y restar luces y colores

1. ¿Qué propiedad física de la luz se pone de manifiesto en la formación del arco iris?
2. Explique las diferencias entre reflexión, refracción, difracción y dispersión de la luz. Repase estos temas en el Capítulo III.
3. ¿Por qué se dice que el blanco y el negro no son colores?
4. ¿Por qué los colores observados al superponer hojas de celofán coloreadas se asemejan a los obtenidos por la mezcla de colorantes?
5. Indique qué entiende por colores por sustracción y por adición. ¿Cuál de ellos se encuentran en una pintura al óleo?
6. Comente los conceptos de colores primarios, secundarios y complementarios en la coloración de las imágenes televisivas y en las impresoras de chorro de tinta.

#### IX.9.3. Los colores de los compuestos de los metales de transición

1. Explique por qué las sales de cromo son coloreadas mientras que las de aluminio no lo son.
2. Explique lo que es un ión complejo y las condiciones que debe cumplir para ser coloreado.

3. ¿Por qué es roja la sangre? ¿Por qué son rojos los rubíes? ¿Por qué son rojas las frutillas?

#### *IX.9.4. Los colores de los colorantes orgánicos*

1. Indique qué característica fundamental debe poseer la molécula de una sustancia orgánica para que sea coloreada.
2. Mencione ejemplos de colorantes orgánicos presentes en flores y frutos. Analice las estructuras moleculares de los colorantes y establezca similitudes entre ellas.
3. ¿Por qué algunos colorantes cambian de color cuando varía el pH de la solución? ¿Qué aplicaciones se derivan de esta propiedad?

#### *IX.9.5. Flores, frutos, pájaros y cochinillas*

1. Analice la estructura general de los carotenos. ¿A qué deben su coloración?
2. Mencione flores, raíces y frutos que deban su color a la presencia de carotenos.
3. Comente las diferencias y similitudes entre  $\beta$ -caroteno y licopeno. Indique alimentos que contienen licopenos.
4. ¿A qué deben su coloración las plumas de los flamencos?
5. Las antocianinas están presentes tanto en flores rojas como en flores azules. ¿A qué se debe que una misma estructura molecular pueda presentar colores tan variados?
6. Los pueblos precolombinos dominaban el arte textil y poseían técnicas de tinción más adelantadas que las europeas. Analice la estructura del ácido carmínico y explique por qué es coloreado.

#### *IX.9.6. ¿Qué muerden los mordientes?*

1. ¿Qué entiende por mordiente? ¿Qué función cumple en los procesos de tinción?
2. Dadas las propiedades químicas de las fibras textiles naturales, indique qué tipo de colorantes espera que sean adecuados para teñirlas.
3. Explique el tipo de interacción química que puede establecerse entre la fibra, la tintura y el mordiente.
4. ¿Qué muerden los mordientes?

#### *IX.9.7. Los colores estructurales*

### Actividad para realizar en grupo

1. Buscar en Internet a) imágenes de vitrales de catedrales medievales; b) datos sobre la composición de los respectivos vidrios según sus colores.
2. Buscar imágenes de la Copa de Licurgo, su historia y la composición del vidrio, como así también explicaciones referidas a su notable cambio de color entre el verde y el rojo.
3. Buscar en Internet imágenes de la mariposa *Morpho rhetenor* y de sus alas; una explicación para el color observado; y datos sobre las estrategias de adaptación de estas mariposas frente a los depredadores.

## IX.10. Actividades para meter las manos. Colorín colorado, este cuento ha comenzado

### Objetivos

Se pretende que, mediante estas prácticas, los alumnos adquieran gradualmente los conocimientos y las destrezas necesarias para comprender, en términos cualitativos:

- Algunas de las interacciones entre fotones y electrones.
- Aspectos del comportamiento de la luz.
- Los significados del blanco y del negro.
- El concepto de color, por adición y por sustracción.
- Causas de la presencia de color en los complejos de los metales de transición en términos de un modelo simple.
- Algunas de las características estructurales de las moléculas de colorantes.
- Aspectos relativos a los colores estructurales.

#### IX.10.1. Descomposición de la luz con... ¡agua!

Se presenta un experimento de óptica, muy fácil de realizar, para facilitar la comprensión de las propiedades físicas de la luz.

Tradicionalmente decimos que la luz visible, cuyas longitudes de onda varían entre 420 nm y 700 nm, está compuesta por una sucesión de intervalos de longitudes de onda, cada uno correspondiente a un color diferente: violeta, azul, verde, amarillo, anaranjado y rojo. El número de colores puede ser menor o mayor, dependiendo de la capacidad de resolución del elemento dispersante de la luz y la agudeza de la vista del observador.

El hecho de asignar siete colores al arco iris es arbitrario. En un principio, Newton le atribuyó cinco colores, pero luego cambió a siete para coincidir con el número de las

notas musicales (do, re, mi, fa, sol, la y si). Además, desde la antigüedad se atribuía una trascendencia fundamental al número siete: según la Biblia, la creación se realizó en siete días; siete son los días de la semana, las “maravillas del mundo”, y las plagas de Egipto; hay siete mares y siete “agujeros” en la cabeza (dos ojos, dos fosas nasales, dos oídos y una boca), y según el convencimiento de los astrónomos de entonces, sólo siete astros (el Sol, la Luna, Mercurio, Venus, Marte, Júpiter y Saturno) giraban alrededor de la Tierra. Y por supuesto, todo gran secreto debía guardarse bajo siete llaves.

*Experimento 1            Un arco iris en remojo o la observación de los colores  
   constituyentes de la luz blanca*

Los prismas de vidrio o de cristal tienen la propiedad de descomponer la luz blanca en sus diferentes componentes, los colores del espectro visible. Este fenómeno se conoce como dispersión de la luz. Utilizaremos el equivalente a un prisma, pero hecho con agua, para observar el mismo efecto.

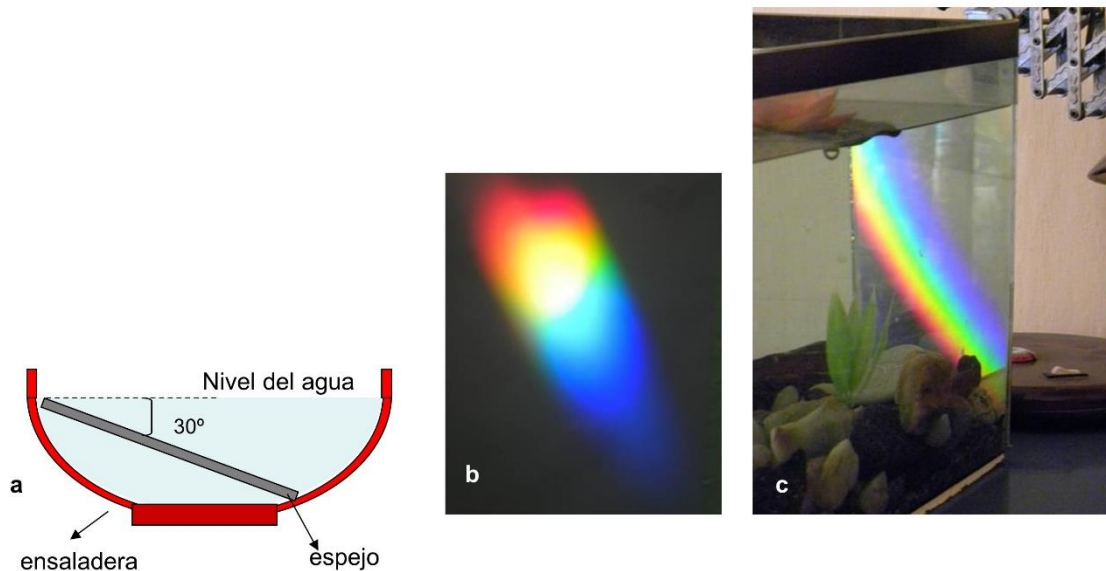
**Elementos a utilizar**

- Agua
- Cuenco o ensaladera mediana, poco profunda y de boca ancha
- Espejo que pueda sumergirse
- Plastilina
- Linterna potente (preferentemente una que provea un haz de luz concentrado (colimado))
- Puntero laser rojo
- Habitación en penumbras.

**Procedimiento**

1. Fijar el espejo con plastilina en el recipiente de modo que forme un ángulo aproximado de 30° con la horizontal, tal como muestra la Figura IX.43.
2. Agregar agua hasta que todo el espejo quede sumergido.
3. Oscurecer la habitación
4. Abrir una rendija en la ventana de modo de hacer incidir luz solar sobre el espejo, jugando con el ángulo de incidencia de la luz hasta obtener una imagen proyectada en el techo, en una pared o sobre un papel blanco que intercepte la luz reflejada por el espejo.

5. Sin mover el recipiente ni el espejo, retirar la cantidad de agua necesaria para que sólo quede sumergida la mitad del espejo. ¿Qué observa? ¿Cuántas imágenes resultan? ¿Qué características tiene cada una? ¿Qué conclusiones saca de la comparación de los resultados de ambos experimentos?
6. Coloque nuevamente agua de modo de sumergir el espejo completamente y haga incidir la luz de la linterna sobre el espejo en forma similar a la realizada en el paso (4). En este caso, dependiendo de la potencia, es posible que necesite acercarse al recipiente con agua y espejo a una pared para poder visualizar la imagen.
7. Repita el paso anterior empleando un puntero láser de color rojo. ¿Qué diferencias observa? ¿A qué se deben? ¿Cuál es la diferencia más importante entre un haz de luz de una linterna común y el haz de un láser?



**Figura IX.43.** Prisma de agua para descomponer la luz. El ángulo aproximado del espejo con la horizontal es de  $30^\circ$ . **a.** Esquema del arreglo experimental. **b.** Proyección de la luz descompuesta por el prisma de agua sobre una pared. **c.** Descomposición de la luz al atravesar el agua de una pecera.

### IX.10.2. Llamas coloreadas

Los cationes de algunas sales minerales pueden emitir radiación electromagnética correspondiente al espectro visible cuando reciben la energía suficiente para que los electrones en el estado fundamental sean promovidos a estados excitados, de mayor energía. La luz se emite cuando los electrones excitados vuelven al estado fundamental.

Una forma fácil de lograr este efecto es sometiendo las sales al calor directo de una llama de alta temperatura tal como la obtenida en una llama de gas. Consecuencia de la luz emitida por los cationes, la llama aparecerá, ante nuestros ojos, con diferentes colores, según sea la sal utilizada. Estos colores pueden emplearse como una valiosa herramienta para la identificación del catión.

En esta actividad observaremos la coloración de la llama de un mechero cuando sobre él se dispersan aerosoles de soluciones de cationes de los grupos 1 y 2 de la Tabla Periódica y de una sal del catión cobre, perteneciente a los metales de transición.

### *Experimento 2 El efecto de ciertos cationes sobre el color de la llama*

#### **Elementos a utilizar**

Siete pulverizadores

Un mechero, soluciones de LiCl, NaCl, KCl, CaCl<sub>2</sub>, BaCl<sub>2</sub>, CuSO<sub>4</sub> y Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> de concentración aproximada 0,1 M

Fósforos.

De ser posible, una cámara fotográfica digital o un teléfono celular.

#### **Procedimiento**

1. Coloque en cada pulverizador una solución de las mencionadas anteriormente y rotule adecuadamente.
2. Encienda el mechero y observe el color de la llama. Pulverice suavemente el contenido de uno de los pulverizadores sobre la llama, evitando dirigir el aerosol en forma directa para evitar que se apague. Observe el color que toma la llama y registre la información obtenida.
3. Repita el procedimiento con cada uno de los diferentes pulverizadores. Antes de rociar la llama con un nuevo aerosol, se recomienda dejar que termine de evaporarse el anterior, para evitar interferencias.
4. Discutir las causas de la emisión de luz e indicar los colores observados para cada sal. Ordenar los colores según la energía media creciente de los fotones emitidos.

### *IX. 10.3. Colorantes indicadores de acidez*

Los colorantes están ampliamente difundidos en el reino vegetal y son los responsables de las hermosas coloraciones observadas en flores, frutos, hojas y raíces. Muchas de esas sustancias coloreadas poseen propiedades ácido-base, y en muchos casos, la incorporación o pérdida de protones u oxidrilos en la molécula induce cambios estructurales que se traducen en modificaciones del color, tal como se indica en las Figuras

IX.27 y IX.29. Por ejemplo, el color del té se aclara si le agregamos jugo de limón (ácido) y se oscurece si le agregamos detergente (base).

En algunos casos, estos cambios de color pueden utilizarse para calibrar una escala de pH y así poder determinar el valor correspondiente a una dada solución ácida o básica. En tales casos, decimos que el colorante en cuestión es un indicador ácido-base.

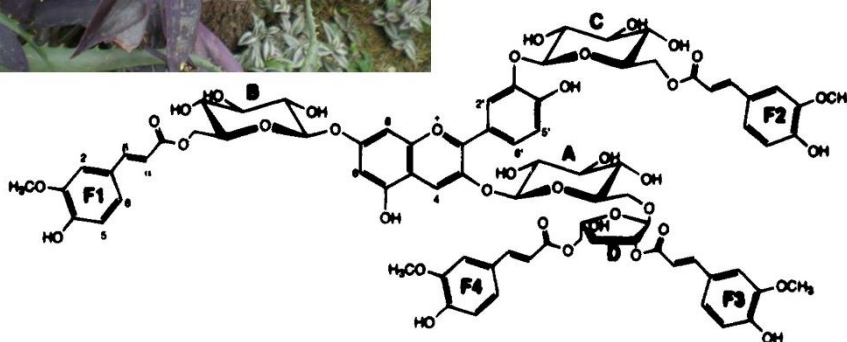
Las antocianinas presentan estructuras sensibles al cambio de pH, variando entre rojo y azul. El repollo morado es otra hoja que contiene antocianinas, bajo la forma de un colorante muy fácil de extraer y utilizar como indicador de pH. Los colores producidos por el indicador en presencia de ácidos o de bases son bastante llamativos y precisos para indicar el pH.

A continuación, realizaremos experimentos donde se podrá observar el efecto del cambio de pH sobre los colores de algunas sustancias.

### Experimento 3 Las hojas de *Tradescantia pallida*. Del jardín al laboratorio

La *Tradescantia pallida* es una planta de flores pequeñas de color rosa pálido (de allí su nombre) y hojas color púrpura-violeta, tal como se muestra en la Figura IX.44. Su coloración se debe a la presencia de dos antocianinas principales. Las hojas no son tóxicas, por lo que en algunos países se las utiliza como forraje. Sus colorantes son más estables que las antocianinas de otras hojas coloreadas y pueden usarse como colorantes de alimentos.

En este experimento haremos una extracción de los colorantes de las hojas de *Tradescantia pallida* y verificaremos los cambios de color producidos al cambiar el pH.



**Figura IX.44.** *Tradescantia pallida* en flor. Estructura de la tradescantina, antocianina presente en las hojas. Las letras indican los sustituyentes carbohidratos (A, B, C) y ácido ferúlico F1, F2, F3, F4).



### Elementos a utilizar

3 hojas de *Tradescantia pallida*

Agua

Ácidos y bases de uso diario: vinagre, jugo de limón, detergente, jabón en polvo, bicarbonato de sodio o pastillas para la acidez molidas

Papel de filtro y embudo de los utilizados para preparar café

Frascos gotero color caramelo para guardar el extracto de colorante

6 tubos de ensayo

Gradilla

Una cámara fotográfica digital o un teléfono celular con capacidad para tomar fotografías.

### Procedimiento

1. Lave cuidadosamente las hojas de *Tradescantia* y colóquelas en el vaso de precipitados con aproximadamente 150 mL de agua.
2. Hierva las hojas durante 10 minutos y deje reposar durante una o dos horas.
3. Filtre y trasvase a un gotero.
4. Coloque en cada tubo 30 gotas de la solución de extracto de *Tradescantia* y observe el color.
5. Agregue a cada tubo de ensayo los diferentes ácidos y bases.
6. De ser posible, tome fotografías de cada tubo.
7. Traslade las fotografías a un archivo grupal y seleccione las más significativas. Elabore un cuadro donde se muestren los colores obtenidos para cada solución y correlacione con el pH.

### *Experimento 4 Los arándanos y las zarzamoras, ricos y buenos para casi todo*

Los arándanos y las zarzamoras poseen interesantes propiedades nutricionales. Los efectos beneficiosos para la salud de estos frutos han sido ampliamente documentados y se atribuyen a los altos contenidos de antocianinas y de otros compuestos polifenólicos como los taninos, con gran capacidad antioxidante.

Se ha establecido que las antocianinas contribuyen a prevenir enfermedades crónico-degenerativas y también enfermedades cardiovasculares, ya que favorecen la disminución del colesterol de baja densidad (colesterol malo). También se han descrito sus propiedades antiinflamatorias y anticancerígenas.

Los arándanos (*Vaccinium myrtillus*) son arbustos que pertenecen a la familia de las Ericáceas. Sus frutos poseen propiedades bacteriostáticas, antidiarreicas e hipoglucemiantes. Su capacidad curativa de enfermedades renales y del tracto urinario ha sido ampliamente demostrada.

Las zarzamoras (*Rubus* spp.) son plantas rústicas, de la familia de las rosáceas, de las que se conocen más de trescientas especies. Figura IX.45. Las variedades silvestres han tenido una amplia difusión en las Sierras de Córdoba, principalmente en las regiones más húmedas.



**Figura IX.45.** Planta de zarzamora (*Rubus fruticosus*) con frutos.

#### **Elementos a utilizar**

Una cajita de arándanos o de zarzamoras, aproximadamente 100 g

Alcohol medicinal

Agua

Ácidos y bases de uso diario: vinagre, jugo de limón, detergente, jabón en polvo, bicarbonato de sodio o pastillas para la acidez molidas

Probetas

Tenedor u otro objeto de acero inoxidable, adecuado para triturar la fruta  
Recipiente con tapa para macerar las frutas al abrigo de la luz  
Papel de filtro y embudo de los utilizados para preparar café  
Frascos goteros color caramelo para guardar el extracto de colorante  
De ser posible, una cámara fotográfica digital o un teléfono celular

### Procedimiento

1. Lavar cuidadosamente las frutas y dejarlas escurrir. Romperlas para facilitar la extracción.
2. Colocarlas en el recipiente de maceración, cubrir con el alcohol, tapar y dejar en maceración durante 24 horas en un lugar oscuro a baja temperatura (puede ser en la heladera).
3. Cumplido el tiempo de maceración, filtrar y trasvasar a los goteros.
4. Colocar agua en diferentes tubos de ensayo (un tercio del volumen del tubo) y agregar a cada uno los diferentes ácidos y bases.
5. Agregar a cada tubo unas gotas de la solución de extracto de arándanos o de zarzamoras y observar el color.
6. Tomar fotografías de cada tubo.
7. Trasladar las fotografías a un archivo grupal y seleccionar las más significativas. Elaborar un cuadro donde se muestren los colores obtenidos para cada solución y correlacionar con el pH.

### Experimento 5      *La cúrcuma, condimento y algo más*

La *Curcuma longa* L. o simplemente cúrcuma, es una planta herbácea perenne, de la familia de las zingiberáceas, al igual que el jengibre. Es oriunda del sur de Asia. Sus rizomas, de color amarillo intenso, son ampliamente utilizados desde la antigüedad tanto como alimento como tintura de fibras naturales y telas.

La cúrcuma es uno de los ingredientes del condimento habitual de la cocina asiática, el curry. El principal componente del color es la curcumina, de fórmula molecular  $C_{21}H_{20}O_6$ , un compuesto fenólico cuya estructura se muestra en la Figura IX.34. Se atribuyen a la cúrcuma propiedades antitumorales, antioxidantes, antiartríticas y antiinflamatorias.

### Elementos a utilizar

Polvo de cúrcuma  
Alcohol etílico  
Agua

Ácidos y bases de uso diario: vinagre, jugo de limón, detergente, jabón en polvo, bicarbonato de sodio o pastillas antiácidas molidas

Filtro de papel para café

Cucharita

Un frasco de 100 mL color caramelo con tapa

Frasco gotero de 100 mL color caramelo

Plato

Tubos de Khan

Gradilla

### **Procedimiento**

1. Mezclar en uno de los frascos color caramelo una cucharadita de polvo de cúrcuma y agregar alcohol hasta la mitad del frasco (aproximadamente 50 mL). Agitar, tapar y dejar en maceración durante quince minutos.
2. Cumplido el tiempo de maceración, filtrar y trasvasar al frasco gotero.
3. Colocar en diferentes tubos de Khan diez gotas de la solución de cúrcuma y agregar a cada uno los diferentes ácidos y bases. Observar el color resultante.
4. Si desea preparar papel indicador, el cual resulta muy práctico y vistoso justamente por la capacidad que tiene la cúrcuma de teñir, coloque papel absorbente (papel de cocina o filtros de café, de color blanco) sobre un plato, mójelos con la solución de cúrcuma y déjelo secar. Obtendrá un excelente papel indicador que le permitirá distinguir una sustancia ácida de una básica, si bien no podrá estimar el valor de pH.

#### *IX.10.4. Las prácticas ancestrales: el teñido de la lana*

Desde la antigüedad, las diferentes fibras de origen vegetal principalmente el algodón o el lino, o animal, tales como seda, lana de oveja, llama, alpaca, etc. han sido teñidas con colorantes naturales, tanto minerales como orgánicos, mediante procedimientos empíricos que pertenecen al acervo cultural de las comunidades. Los colorantes extraídos del reino vegetal permiten teñir en tonos cálidos, en la gama de los amarillos, naranjas, ocres y marrones, incluyendo tonos apagados de verde. El rojo y el azul son más problemáticos, utilizándose principalmente la cochinilla y otros insectos para el rojo, y el añil para el azul.

Con el desarrollo industrial, las tinturas naturales fueron rápidamente desplazadas por los colorantes sintéticos. Se desarrollaron nuevas técnicas de tinción, basadas en las interacciones que se establecen entre las moléculas de las fibras, naturales o sintéticas, y las moléculas de los colorantes.

Las fibras naturales que mejor toman los colores son la lana, seguida del algodón, el lino y la seda, (sus estructuras fueron discutidas en el Capítulo VII) y en menor medida las fibras rústicas como el sisal y el yute. En todos los casos es necesario adicionar mordientes.

La lana y la seda son de naturaleza hidrofílica por tanto pueden teñirse con colorantes solubles en agua, ya sean ácidos o básicos, también con colorantes reactivos que forman enlaces covalentes con los grupos amino libres  $-NH_2$  en las proteínas. En el caso del algodón, la tinción puede tener lugar por absorción, por oclusión o por reacción con los grupos hidroxilo libres.

#### *IX.10.4.1. Un ingrediente fundamental en la tinción de las fibras: los mordientes*

Entre los mordientes más utilizados en el teñido de fibras naturales tenemos los siguientes:

##### Alumbre al 25%

Uno de los mordientes más utilizados es el alumbre, que es un sulfato de potasio y aluminio hidratado,  $KAl(SO_4)_2 \cdot H_2O$ . Sus cristales son octaédricos incoloros y solubles en agua. No es tóxico. Ofrece buenos resultados si se lo agrega a la fibra antes que el colorante, y es tal vez el mordiente que reproduce más fielmente los colores naturales. Si se usa en exceso la lana se vuelve áspera.

##### Cremor tártaro al 6%

El cremor tártaro es el tartrato ácido de potasio o bitartrato de potasio,  $KC_4H_5O_6$ . Es la sal ácida del ácido tartárico, un ácido dicarboxílico de cuatro carbonos con dos  $-OH$  en los carbonos centrales,  $HOOC-CHOH-CHOH-COOH$ . Es un polvo blanco usado también en repostería, y debe ser guardado en frascos herméticos para evitar su hidratación. Se utiliza en combinación con el alumbre. Da brillo y uniformidad a los colores y matiza los tonos a violáceo.

##### Sulfato de hierro (II) al 3%

Esta sal ferrosa se conoce en la jerga de los artesanos como "vitriolo verde" o "caparrosa verde". Se puede sustituir por agua con óxido de hierro, o el líquido de esponjitas oxidadas, de las que se usan para la limpieza. Se utiliza al final de la tinción diluyéndolo antes de mezclarlo con el tinte. Se obtienen tonos mates y oscuros.

### Sulfato de cobre al 3%

También conocido como "vitriolo azul". Se utiliza durante la tinción diluyéndolo antes de mezclarlo con el tinte. Se puede evitar el agregado de la sal de cobre si se trabaja con una olla de cobre, ya que los cationes liberados por la ligera oxidación de la superficie de la olla son suficientes. Se obtienen tonos verdosos.

### Sal común

Sirve para reforzar el efecto del mordiente agregándola durante la tinción y así fijar el color, haciéndolo más uniforme.

### Vinagre o ácido acético

Se utiliza como agente para ayudar a fijar, o para lavar y avivar los colores. Se utiliza en la tinción de rojos y rosados.

## *Experimento 6 Tinción de lana con cúrcuma*

Teñiremos lana natural o cruda, previamente desengrasada. Se recomienda utilizar agua tibia y un jabón para lana.

### **Elementos a utilizar**

Muestras de lana natural previamente lavadas para eliminar la grasa

Solución de curcumina

Solución de mordiente: alumbre y cremor tártaro

Postmordiente: solución de ácido acético diluido

Olla enlozada o de acero inoxidable

Dos recipientes menores de acero inoxidable o enlozados

Colador

Cucharón

### **Procedimiento**

#### A) Mordentado de la lana

Las cantidades indicadas corresponden a 100 g de lana.

1. En la olla disolver en un poco de agua caliente 6 g de cremor tártaro y 22 g de alumbre. Completar con agua hasta un volumen de 3,5 L.
2. Introducir la lana, previamente mojada, en la solución del punto anterior y mantener a fuego lento durante 20 a 30 minutos, moviendo la lana cada tanto.
3. Sacar la lana del baño con los mordentes. Si no se va a teñir en seguida, guardarla en un lugar oscuro dentro de una toalla mojada.

## B) Teñido de la lana

1. En otra olla colocar la solución de curcumina y calentar.
2. Introducir la lana mordentada en el baño de tinción y dejarla a fuego lento durante otros 20 o 30 minutos, revolviendo siempre.
3. Apagar el fuego

## C) Posmordentado de la lana teñida

1. Dividir la lana junto al líquido de tinción en dos recipientes equivalentes
2. En uno de los recipientes agregar aproximadamente un tercio del volumen del recipiente de solución de ácido acético diluido al 2,5% m/V (la concentración del vinagre blanco comercial es del 5% m/V).
3. En el segundo recipiente agregar igual cantidad de agua limpia.
4. Dejar los dos recipientes al fuego durante 5 minutos más.
5. Lavar la lana con abundante agua tibia y dejarla escurrir.
6. Lavar las lanas con un producto para lanas y dejar secar
7. Comparar los colores obtenidos en ambos casos, con y sin posmordentado.

En la siguiente actividad sintetizaremos partículas coloidales o nanopartículas de plata.

### *IX.10.5. No siempre la plata es plateada. Síntesis y estabilidad de nanopartículas de plata*

El color característico de la plata, el inconfundible plateado, es consecuencia de la formación de cristales de plata que contienen una enorme cantidad de átomos. Sin embargo, cuando los cristales disminuyen su tamaño hasta alcanzar proporciones nanométricas, el color cambia drásticamente. Las soluciones coloidales de nanopartículas de plata adquieren una coloración amarilla característica, la que a su vez puede cambiar si las nanopartículas se aglutinan.

En la primera parte de esta actividad se sintetizarán nanopartículas de plata partiendo de una solución de nitrato de plata,  $\text{AgNO}_3$ , y un agente reductor, borohidruro de sodio,  $\text{NaBH}_4$ . Con el fin de evaluar las propiedades ópticas de las partículas sintetizadas, se iluminará la dispersión coloidal obtenida con una linterna en diferentes direcciones: en el sentido de la visión del observador para poder determinar el color transmitido, que es consecuencia de la absorción de luz por parte de las nanopartículas, y en forma paralela al ojo del observador para determinar el color reflejado, consecuencia de la dispersión de la luz por las nanopartículas, lo que se conoce como efecto Tyndall.

En una segunda parte se evaluará el efecto de la aglomeración de las nanopartículas en el color transmitido y reflejado, al adicionar un reactivo que produce aglutinación. Se compararán los resultados obtenidos cuando se repite el procedimiento en presencia de un agente estabilizante como el detergente dodecil sulfato de sodio (SDS).

*Experimento 7      Síntesis de nanopartículas de plata y observación de propiedades ópticas*

**Elementos a utilizar**

Nitrato de plata,  $\text{AgNO}_3$ , 0,01 M

Solución de borohidruro de sodio,  $\text{NaBH}_4$  0,1 M en hidróxido de sodio  $\text{NaOH}$  1 M

Agua bidestilada

2 erlenmeyer de 250 mL

Probeta de 250 mL

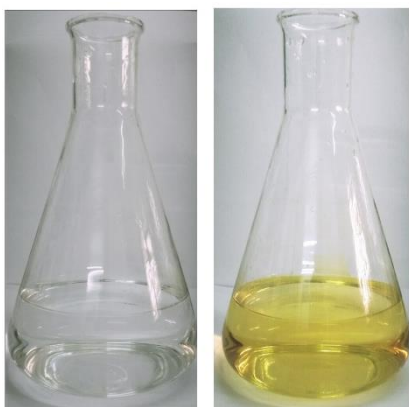
Pipeta graduada de 1 mL

Linterna de luz blanca

Puntero láser

**Procedimiento**

1. Colocar 100 mL de agua bidestilada en el erlenmeyer.
2. Agregar aproximadamente 0,5 mL de solución de  $\text{AgNO}_3$  y agitar.
3. Encender la linterna y hacer incidir un haz de luz sobre el erlenmeyer. Observar la transparencia de la solución.
4. Agregar 0,1 mL de  $\text{NaBH}_4$  y agitar vigorosamente.
5. Observar el cambio de color en la solución. Ver Figura IX.46
6. Encender la linterna y hacer incidir un haz de luz sobre el erlenmeyer y observar los colores de la luz transmitida y reflejada.
7. Iluminar con el puntero láser y observar. ¿Es la solución obtenida de naturaleza coloidal?



**Figura IX.46** Solución de nitrato de plata incolora y solución coloidal amarilla luego de realizada la síntesis de las nanopartículas de plata.



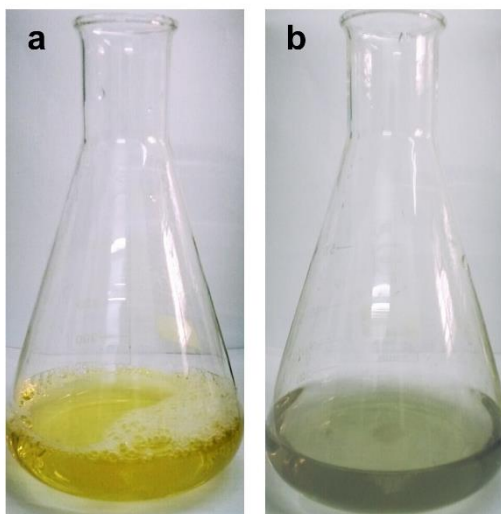
### Elementos a utilizar

Nanopartículas de plata sintetizadas en 7A  
Cloruro de sodio, NaCl, sólido  
Solución de SDS 0,1 M  
Erlenmeyer de 250 mL  
Pipeta graduada de 1 mL  
Espátula  
Linterna de luz blanca  
Marcador para vidrio o rótulos autoadhesivos

### Procedimiento

1. Trasvasar la mitad de la solución coloidal de nanopartículas de plata sintetizadas en el experimento anterior a un erlenmeyer de 250 mL. Se trabajará con ambas alícuotas de la solución coloidal.
2. Agregar en uno de los erlenmeyer 1 mL de SDS y rotular como "CONTROL". Esperar 10 a 15 minutos. Durante este lapso las moléculas del detergente se adsorben sobre la superficie de las nanopartículas lo que genera una "capa protectora" que estabiliza las nanopartículas en suspensión. Esta muestra se empleará como control o referencia, dado que en este caso las partículas no se aglomerarán.
3. Agregar en ambos erlenmeyer una cucharada de NaCl y agitar. El agregado de cloruro de sodio desestabiliza la suspensión coloidal aglomerando las nanopartículas.
4. Observar la coloración de esta nueva muestra y compararla con la del erlenmeyer "Control".
5. Encender la linterna y hacer incidir un haz de luz sobre ambos erlenmeyer. Observar y responder las siguientes preguntas.

¿Hay diferencias en el color es la luz transmitida? ¿Hay diferencias en el color es la luz reflejada? ¿Puede decir de qué factores depende la luz transmitida y reflejada en soluciones coloidales de nanopartículas de plata?



**Figura IX.47.** Dispersiones coloidales de NP de plata. Efecto del agregado de sustancias aglutinantes (electrolito fuerte NaCl). **a.** En presencia de una sustancia estabilizante (SDS), donde puede observarse que la dispersión conserva el color amarillo característico **b.** En ausencia de estabilizador. Se observa un cambio de coloración (verde) y aumento de la turbidez, consecuencia del aglutinamiento de las NP. Trabajo experimental de Juan Fraire.

### **QUIMIDESAFÍOS. PROPUESTAS PARA DESARROLLAR EN EL LABORATORIO. CÓMO LOS DOCENTES PODEMOS MOTIVAR A NUESTROS ESTUDIANTES**

En este anexo les proponemos una serie de actividades que denominamos “Quimidesafíos”, desafíos de química que el estudiante puede responder a partir de la realización de experimentos de laboratorio utilizando contenidos del libro u otras fuentes. El principal objetivo es motivar a los estudiantes para que aborden la resolución de problemas reales y que sean ellos los principales partícipes, acompañados por el docente en su rol de guía.

Para la resolución de los Quimidesafíos deberán proponer un diseño experimental utilizando las pistas de cada caso, seleccionar los materiales que utilizarían y realizar los experimentos que hayan considerado necesarios.

Frente a las dudas en la resolución de los desafíos, al final del anexo se proponen procedimientos posibles. Tenga presente que, en toda circunstancia se deben cumplir las normas de seguridad. Le sugerimos revisarlas antes de realizar los experimentos.

A continuación, presentamos la propuesta. ¡Éxitos en la tarea!

#### **1. ¿Cómo podría saber qué jugos contienen más vitamina C?**

Como se mencionó en el Capítulo VI, el ácido ascórbico (vitamina C) es utilizado como aditivo alimenticio dado su poder conservante y antioxidante. Hoy en día, muchos jugos comerciales artificiales son enriquecidos con vitamina C.

##### *Pistas*

- *La cantidad de vitamina C en una muestra puede ser determinada experimentalmente a partir de su reacción con el yodo contenido en la iodopovidona. El poder reductor de la vitamina C transforma el yodo a yoduro.*
- *El yodo reacciona con el almidón para formar un compuesto de color azul.*

*Materiales disponibles: pipetas Pasteur, jeringa, gotero con iodopovidona, jugos comerciales, almidón, cuchara, agua, vasos de precipitados, tubos de ensayo, gradilla, probeta, piseta con agua.*

**2. ¿Cómo identificar el contenido de frascos sin rótulo, que pueden contener agua de la canilla, agua oxigenada, agua con bicarbonato de sodio o agua con almidón?**

En el laboratorio existen técnicas analíticas que forman parte de la “Química analítica cualitativa” y que permiten determinar la identidad de las sustancias presentes en una muestra. En esta actividad proponemos desarrollar una metodología similar a la utilizada en los laboratorios de análisis, pero con materiales de fácil acceso.

*Pistas:*

- *El agua oxigenada reacciona con yoduro de potasio dando lugar a una solución de color pardo-amarillenta, producto de la formación de yodo.*
- *El agua con bicarbonato de sodio reacciona con vinagre produciendo dióxido de carbono, el que se desprende en forma de burbujas.*
- *El almidón reacciona con el yodo contenido en la iodopovidona dando lugar a la formación de una sustancia de color azul.*

*Materiales disponibles: frascos con las muestras incoloras desconocidas, vinagre, iodopovidona, yoduro de potasio, tubos de ensayo, pipetas Pasteur, gradilla, piseta con agua. El agua con almidón puede prepararse hirviendo una papa y colando el líquido resultante.*

**3. ¿Cómo pintar una acuarela utilizando una sustancia que cambia su color según la acidez?**

El repollo morado contiene antocianinas, un tipo de flavonoides a los que se debe su color y que puede ser extraído hirviendo sus hojas durante algunos minutos. La mezcla resultante puede ser utilizada como indicador de pH. Contenidos afines a este tema se presentan en el Capítulo IX.

### *Pistas*

- Las antocianinas adquieren distinta coloración de acuerdo con el pH: rojo si el medio es ácido y azul si es básico.
- En medio fuertemente alcalino las antocianinas adquieren coloración amarilla.
- El vinagre y el jugo de limón son sustancias ácidas, el bicarbonato de sodio es ligeramente alcalino, en tanto que el agua de la canilla puede considerarse casi neutra.
- Las antocianinas se decoloran frente a ciertos oxidantes.

*Materiales disponibles: repollo morado, olla, agua, cuchillo, hornalla, vinagre, limón, solución de hidróxido de sodio 0,1 M, bicarbonato de sodio, hipoclorito de sodio diluido, pinceles pequeños, secador de pelo, papel común, papel absorbente, bandeja, pipetas Pasteur.*

#### **4. ¿Cómo verificar que el dióxido de carbono es un gas invernadero?**

En el Capítulo III se mencionó que la presencia de gases invernadero en la atmósfera terrestre es la responsable de su calentamiento y que sin ellos la vida no sería tal como la conocemos hoy en la Tierra. También hemos mencionado que, entre los más importantes gases invernadero podemos encontrar al dióxido de carbono, metano y agua. En esta actividad proponemos diseñar un experimento para verificar que el dióxido de carbono es un gas invernadero.

### *Pistas:*

- *El dióxido de carbono presente en la atmósfera terrestre produce un aumento de temperatura.*
- *El dióxido de carbono es uno de los productos de la combustión.*
- *La reacción química entre el bicarbonato de sodio y el ácido acético da lugar a la formación de dióxido de carbono.*
- *Las superficies de color negro absorben la radiación solar y se calientan más rápidamente que las superficies de colores claros.*

*Materiales disponibles: frascos, cajas, plástico transparente, pintura negra, cartulina negra, cola vinílica, trincheta, cinta adhesiva, bicarbonato de sodio, vinagre, termómetro.*

### **5. ¿Qué material plástico podría seleccionar para fabricar un portapiceras?**

En esta actividad proponemos construir un portapiceras seleccionando materiales plásticos disponibles en el hogar y reciclables.

Sugerimos leer la sección VII.12 y resumir en un cuadro las propiedades de los polímeros plásticos.

*Pistas:*

- *Los polímeros plásticos presentan diferentes características de acuerdo con su composición química.*
- *El polietileno tereftalato es un polímero plástico, totalmente reciclable, con alta resistencia al desgaste y buena resistencia química.*
- *El cloruro de polivinilo (PVC) es resistente a la abrasión y al impacto. Los productos de PVC pueden durar hasta más de sesenta años.*
- *El polietileno de baja densidad es flexible, de bajo costo.*
- *El polipropileno es similar al polietileno, aunque de menor densidad.*
- *El poliestireno expandido es un material plástico espumado resistente a la flexión y excelente aislante térmico.*
- *La espuma de poliuretano es un material plástico poroso formado por una agregación de burbujas, inocuo para el ser humano.*
- 

*Materiales disponibles: aquellos reciclables presentes en el hogar, tijeras, cintas de embalar, entre otros.*

### **6. ¿Cómo se puede lograr que una reacción química ocurra más rápido?**

La velocidad de las reacciones químicas puede ser modificada a partir de diversos parámetros como la temperatura, el agregado de un catalizador o de un inhibidor, el agregado de mayor cantidad de reactivo o un cambio en la presión total a la cual ocurre

la reacción, entre otras. En esta actividad le proponemos que realice un experimento que le permita acelerar la velocidad de una reacción química. Le sugerimos leer antes la sección VII. 9.4.1.

*Pistas:*

- *El agregado de un catalizador acelera la velocidad de una reacción química, por ejemplo, de una descomposición.*
- *El agua oxigenada es relativamente estable cuando se la guarda en un recipiente cerrado a baja temperatura.*
- *El agregado de reactivos aumenta la velocidad de la reacción química.*
- *La enzima catalasa está ampliamente difundida en los organismos vivos. La papa cruda es una fuente conveniente de esta enzima. Acelera la descomposición de los peróxidos generados en el proceso de respiración celular, y del agua oxigenada con producción de oxígeno gaseoso.*

*Materiales disponibles: agua oxigenada de 10 y 30 vol., papa cruda rallada, puré de papa, probetas, tubos de ensayo, gradilla, piseta con agua destilada, detergente, colorante comestible sólido.*

## **Respuestas a los Quimidesafíos**

### **1. ¿Cómo podría saber qué jugos contienen más vitamina C?**

Elija dos o tres sobres de jugos comerciales en polvo de diversas marcas. Es recomendable utilizar aquellos jugos que al disolverse dan como resultado una mezcla blanquecino-amarillenta ya que esto permite visibilizar más fácilmente cambios de color de la mezcla ante el agregado de reactivos.

En el primer vaso coloque, una cucharadita de polvo de uno de los jugos y haga otro tanto con el otro jugo en el segundo ara jugo en cada vaso procurando colocar la misma cantidad de jugo en cada uno. Rotule los vasos.

Añada 30 mL de agua a cada vaso y disuelva el sólido.

Tome con una jeringa o una pipeta Pasteur, 3 mL de cada una de las mezclas preparadas y colóquelas en tubos de ensayo diferentes. Añada a cada tubo 15 gotas de solución acuosa de almidón y mezcle.

Tome uno de los tubos de ensayo con la mezcla y agregue gota a gota solución de iodopovidona agitando luego de cada agregado. Cuente la cantidad de gotas agregadas hasta que la mezcla se torne de color azul y éste no desaparezca por la agitación. Tenga presente que el color de la mezcla resultante puede no ser estrictamente azul debido a la coloración propia del jugo. Repita el procedimiento con el contenido de cada tubo de ensayo.

Compare la cantidad de gotas empleadas para cada jugo. Aquél en el cual haya utilizado más gotas de iodopovidona será el que contiene mayor cantidad de Vitamina C. Compare los resultados obtenidos con lo informado en cada sobre. Dado que los diferentes productos informan los contenidos por porciones que pueden no ser iguales, compare teniendo en cuenta masas equivalentes.

## **2. ¿Cómo identificar el contenido de frascos sin rótulo, que pueden contener agua de la canilla, agua oxigenada, agua con bicarbonato de sodio o agua con almidón?**

Coloque en cuatro frascos iguales y sin rotular agua, agua oxigenada, solución de bicarbonato de sodio y solución con almidón, respectivamente. Desordene los frascos.

Trasvase aproximadamente 3 mL del contenido de cada frasco a sendos tubos de ensayo utilizando una pipeta Pasteur o una jeringa. Añada a cada tubo 2 gotas de solución de iodopovidona. Aquella solución que se torne azul es la que contiene almidón.

Trasvase aproximadamente 3 mL del contenido de cada uno de los tres frascos restantes a tubos de ensayos. Añada a cada tubo 10 gotas de vinagre. Aquella solución que desprenda burbujas es la que contiene bicarbonato de sodio.

Repita el procedimiento con los dos frascos restantes y añada a cada tubo 5 gotas de solución de ioduro de potasio. Aquella solución que se torne de color amarillento es la que contiene agua oxigenada, y por lo tanto la restante es solamente agua.



### **3. ¿Cómo pintar una acuarela utilizando una sustancia que cambia su color según la acidez?**

Corte en trozos hojas de repollo morado, colóquelos en una olla y añada agua hasta cubrir las hojas. Caliente hasta ebullición y hierva durante 10 minutos. Cuele la mezcla, retorne la parte líquida a la olla y evapore el agua hasta que el nivel de líquido se haya reducido aproximadamente a 5 mm. Retire del fuego y deje enfriar.

Sumerja una hoja de papel de filtro del tamaño deseado en la mezcla, retírelo y deje secar en una bandeja. Puede acelerar el proceso con un secador de pelo. Repita el procedimiento utilizando una hoja de papel de impresora.

Coloque en distintos vasos vinagre, jugo de limón, solución de bicarbonato de sodio y agua con jabón blanco.

Con un pincel dibuje sobre ambos papeles, empleando las sustancias de los vasos.

### **4. ¿Cómo podría probar el que dióxido de carbono es un gas invernadero?**

Buscar dos cajas de cartón medianas de dimensiones iguales y retirarles dos caras contiguas, según la imagen. Pintar de color negro el resto de las cajas y esperar que se sequen.

En una de las cajas, reemplazar las caras faltantes con un folio de plástico transparente y sellarla cuidadosamente con cinta de embalar. Esta caja contiene en su interior, solamente aire.

Hacer lo mismo con la otra caja, pero dejando en una de las caras, un espacio para introducir un vaso con una cucharada sopera de bicarbonato de sodio. Añadir al vaso cuidadosamente, 30 mL de vinagre. Cuando la reacción química haya finalizado, retirar el vaso de la caja y sellarla con cinta de embalar. De este modo, el aire contenido en la caja se habrá enriquecido con dióxido de carbono.

En cada caja, realizar un agujero pequeño en una de las caras de cartón para introducir un termómetro. Leer y registrar la temperatura.

Colocar ambas cajas al sol durante 10 minutos, registrar la temperatura a intervalos de un minuto y graficar los valores obtenidos. Comparar ambos gráficos.

**5. ¿Qué material plástico podría seleccionar para fabricar un portalapiceras?**

Los detalles de construcción responden al gusto personal. Sin embargo, es importante analizar las características químicas del polímero elegido ya que de ellas dependen a estabilidad y duración del portalapiceras.

Esta actividad podría contribuir al reciclado de plásticos.

**6. ¿Cómo se puede lograr que una reacción química ocurra más rápidamente?**

Colocar tres tubos de ensayo en una gradilla. En dos de ellos, añadir 3 mL de agua oxigenada de 10 volúmenes y en el tercero, 3 mL de agua oxigenada de 30 volúmenes. Añadir a cada tubo 1 mL de detergente y agitar suavemente. Añadir al segundo y al tercero una cucharada de papa rallada.

Comparar los resultados en cada tubo y registrar.

## Bibliografía

### Bibliografía General

- Aldabe, S.; Aramendía, P. y Lacreau, L. *Química 1*. Ediciones Colihue, Buenos Aires, 1999.
- Atkins, P., Jones; L. *Chemical Principles. The Quest for Insight*. 4th Ed. W. H. Freeman, Nueva York, 2008.
- Brown, T. L.; Eugene LeMay Jr, H.; Bursten, B. E. *Química. La Ciencia Central*. 11º Ed. Pearson Educacion, Méjico, 2018.
- Chang, R.; Overby, J. *Química*. 12º Ed. Mac Graw Hill, México, 2021.
- Day, Jr., R. A.; Underwood, A. L. *Química Analítica Cuantitativa*. 5º Ed. Editor Prentice-Hall Hispanoamericana, México, 1991.
- Golombek, D. A. *Aprender y enseñar ciencias: del laboratorio al aula y viceversa*. Fundación Santillana, Buenos Aires, 2008.
- Petrucci, R. H.; Herring, F. G.; Maduray, J. D.; Bissonnette, C. *Química General. Principios y aplicaciones modernas*. 10º Edición. Ed. PEARSON EDUCACIÓN, S. A., Madrid, 2011.
- Silberberg, M. S. *Química. La naturaleza molecular del cambio y la materia*. 2º Edición. Mac Graw Hill, México, 2002.
- Umland, J. B.; Bellama, J. M. *Química General*. Tercera Edición. Thomson Editores, México, 2000.
- Banco de imágenes de acceso libre de Wikimedia Commons, <http://commons.wikimedia.org/>

### Bibliografía Específica

#### Capítulo I

- Bernabei, D.; Lautenschlaeger, L. *Seguridad. Manual de Laboratorio*. 2º Ed. Editor Merck KGaA. Alemania 1998.
- Cruz, A. M.; Malanca, F. E. *Los alumnos como protagonistas de las normas de bioseguridad*. Educación en la Química. 6, (Nº 3) (2000) 26 – 30.
- Loxon, S. G. *Hazards in the Chemical Laboratory*. 5th Ed. The Royal Society of Chemistry, Londres, 1992.
- CRC Handbook of Laboratory Safety, 5th Edition.
- *Fichas Internacionales de Seguridad Química*. Portal del Instituto Nacional de Seguridad e Higiene en el Trabajo, Ministerio de Empleo y Seguridad Social, Gobierno de España. Disponible en <https://www.insst.es/documentacion/colecciones-tecnicas/fisq>  
Fecha de visita: 5 de marzo de 2022.
- The Merck Index, 10th Ed., Merck & Co., Inc., New York, 1983.

- *Guía de Trabajos Prácticos de Laboratorio I*, Facultad de Ciencias Químicas, UNC. Disponible en el Departamento de Fisicoquímica, Facultad de Ciencias Químicas, UNC. (Disponible a solicitud).
- Ley Nacional 24.051 de Residuos Peligrosos. Disponible en [www.infoleg.gov.ar/infolegInternet/anexos/0-4999/450/texact.htm](http://www.infoleg.gov.ar/infolegInternet/anexos/0-4999/450/texact.htm), Fecha de visita: 24 de abril de 2022.
- Manual de seguridad para docencia, investigación o extensión, de aplicación en ámbitos de Universidad Nacional de Córdoba. (Res. HCS N° 684/08).
- Símbolos de peligro. Símbolos de peligro. Portal de Tecnología Global. Disponible en [www.texca.com/simbolos.htm](http://www.texca.com/simbolos.htm). Fecha de visita: 5 de marzo de 2022. (Pictogramas anteriores a los vigentes en la actualidad).

## Capítulo II

- Asimov, I. *La medición del universo*. Plaza y Janés, Barcelona, 1984.
- Barrow, J. D. *Las constantes de la naturaleza*. Ed. Crítica, Barcelona. 2006.
- Durán, D. P. SIMELA (Sistema Métrico Legal Argentino). Unificación en la escritura de unidades. Editorial de la Universidad Tecnológica Nacional - EduTecNe. Disponible en: [http://www.edutecne.utn.edu.ar/simela/unidades\\_de\\_medida\\_FRCON.pdf](http://www.edutecne.utn.edu.ar/simela/unidades_de_medida_FRCON.pdf). Fecha de visita: 5 de marzo de 2022.
- Sancho, A. A. *Legendre y la medición del meridiano*. *Lecturas Matemáticas*, 33 (2) (2012), 143 – 154, ISSN 0120-1980. Disponible en <http://www.scm.org.co/aplicaciones/revista/Articulos/1089.pdf>. Fecha de visita: 7 de abril de 2014.
- Tomislav Cvita, I. M.; Omán, K.; Kallay, N.; Kuchitsu, K. *Quantities, Units and Symbols in Physical Chemistry*. International Union of Pure and Applied Chemistry, Second Edition, Blackwell Science. 1993. Disponible en: [old.iupac.org/publications/books/gbook/green\\_book\\_2ed.pdf](http://old.iupac.org/publications/books/gbook/green_book_2ed.pdf). Fecha de visita: 5 de marzo de 2022.
- El Sistema Internacional de Unidades. Oficina internacional de Pesas y Medidas. Organización Intergubernamental de la Convención del Metro. Centro Español de Metrología, 2º Edición en español, 2008. Disponible en: <https://www.cem.es/sites/default/files/siu8edes.pdf>. Fecha de visita: 5 de marzo de 2022.
- *Resoluciones de las Conferencias Generales sobre Pesos y Medidas (CGPM)*. Disponibles en el portal del Bureau International de Poids et Mesures, <http://www.bipm.org/>. Fecha de visita: 5 de marzo de 2022.
- *The International System of Units (SI)*. Organisation Intergouvernementale de la Convention du Mètre, 8th edition. 2006. <https://www.bipm.org/en/committees/cg/cgpm/publications>. Fecha de visita: 5 de marzo de 2022.

## Capítulo III

- Atkins, P.; De Paula, J. *Atkins' Physical Chemistry*. 10th Ed. Oxford University Press, Oxford, 2014.
- Einstein, A.; Infeld, L. *La evolución de la Física*. Biblioteca Científica Salvat, Buenos Aires, 1993. p 25.

- Iparraguirre, M. L. *Un espectroscopio casero de notable performance*. Revista de Enseñanza de la Física. Taller y laboratorio. Vol. 8, N° 1 (1995) 67-75. <https://revistas.unc.edu.ar/index.php/revistaEF/article/view/16268/16119>. Fecha de visita: 10 de Abril 2022.
- Pesa, M. A.; Jaen, M.; Cabrera, M. (1995) *Experiencias de óptica física: usando el disco compacto como difractor*. Revista de Enseñanza de la Física. Vol. 8, Número 2, 64 -69. <https://revistas.unc.edu.ar/index.php/revistaEF/article/view/16298/16159>. Fecha de visita: 10 de abril 2022.
- Segarra, S. *La muerte bella de las nebulosas planetarias*. Boletín Informativo de la Societat Astronòmica de Castellón, N° 28, abril – junio 2002. Disponible en <http://www.sacastello.org/fosc/numeros/fosc28.pdf>. Fecha de visita: 5 de marzo de 2022.
- Weinberg, S. *Los tres primeros minutos del Universo*. Biblioteca Científica Salvat, Barcelona, 1977.
- Video propuesto por la Unidad Didáctica Ciencia con Luz Propia. Aplicaciones tecnológicas de la luz, de la Fundación Española para la Ciencia y la Tecnología (FECYT) [www.fecyt.es](http://www.fecyt.es) Fecha de visita: 10 de abril 2022.
- Video disponible en youtube. Khan Academy. <https://www.youtube.com/watch?v=F5uuAQprw84>. Fecha de visita: 10 de abril 2022.

## Capítulo IV

- Atkins, A.; De Paula, J. *Atkins' Physical Chemistry*. 10th Ed. Oxford University Press, Oxford, 2014.
- <http://www.nanotech-now.com/> Fecha de visita: 10 de Abril 2022.

## Capítulo V

- Burriel Martí, E.; Lucena Conde, E.; Arribas Jimeno, S.; Hernández Méndez, J. *Química Analítica Cualitativa*. 18º Edición. Paraninfo, Madrid, 2006.
- Lamarque, A.; Zygodlo, J.; Labuckas, D.; López, L.; Torres, M.; Maestri, D. *Fundamentos teórico-prácticos de Química Orgánica*. 1º Edición. Encuentro Grupo Editor, Córdoba, 2008.

## Capítulo VI

- Burke, L.; Reyter, K.; Spanding, M.; Perry, A. *Reefs at Risk Revisited*. WRI 2011. Disponible en [www.wri.org/reefs](http://www.wri.org/reefs) Fecha de visita: 5 de marzo de 2022.
- Field, C. B.; Behrenfeld, M. J.; Randerson, J. T.; Falkowski, P. *Primary Production of the Biosphere: Integrating Terrestrial and Oceanic Components*. Science 281 (1998) 237 – 240.
- Gómez, F. J. *La biosfera primitiva, la tierra actual y vida extraterrestre*. Ciencia Hoy, 22 N° 128 (2012) 21 – 27. Disponible en <http://www.cienciahoy.org.ar/ch/ln/hoy128/Labiosferaprimitiva.pdf>. Fecha de visita: 5 de marzo de 2022.
- Hazen, R. M.; Ferry, J. M. *Mineral Evolution: Mineralogy in the fourth dimension*. Elements, 6 (2010) 9 – 12.
- Holland, H. D. *The oxygenation of the atmosphere and oceans*. Phil. Trans. R. Soc. B 361 (2006) 903-915. Disponible en <http://dx.doi.org/10.1098/rstb.2006.1838>. Fecha de visita: 5 de marzo de 2022.
- Johnston, D. T.; Wolfe-Simon, F.; Pearson, A.; Knoll, A. H. Anoxygenic photosynthesis modulated Proterozoic oxygen and sustained Earth's middle age. Proc. Nat. Acad. Sci. 106 (2009) 16925 – 16929.

Disponible en el portal de Proceedings of the National Academy of Sciences of the United States of America, <https://www.pnas.org/doi/epdf/10.1073/pnas.0909248106>. Fecha de visita: 5 de marzo de 2022.

- Kolbert, E. *El Mar ácido*. National Geographic en español. Disponible en: <https://campus.ort.edu.ar/secundaria/belgrano/biblioteca/noticia/160032/revista-national-geographic-en-la-biblio-el-mar-acido>. Fecha de visita: 5 de marzo 2022.
- Lehninger, A. L.; Nelson, D. L.; Cox, M. M. *Principios de Bioquímica*. 2º Ed. Omega, Barcelona, 1993.
- Manahan, S. E. *Environmental Chemistry*. 6th Ed. Lewis Publishers, EEUU, 1994.
- Spiro, T. G.; Stigliani, W. M. *Química Medioambiental*. 2º Ed. Pearson Prentice Hall, España, 2004.
- Committee on Hardrock Mining on Federal Lands, National Research Council. *Hardrock Mining on Federal Lands*. The National Academies Press, EEUU, 1999. Disponible en versión pdf en [http://books.nap.edu/catalog.php?record\\_id=9682](http://books.nap.edu/catalog.php?record_id=9682). Fecha de visita: 22 de octubre de 2009.
- *Documentación toxicológica para el establecimiento del límite de exposición profesional del hidruro de fósforo*. Instituto Nacional de Seguridad e Higiene en el Trabajo. Disponible en: <https://www.insst.es/documents/94886/188493/L%C3%ADmites+de+exposici%C3%B3n+profesional+para+agentes+qu%C3%ADmicos+2019/7b0b9079-d6b5-4a66-9fac-5ebf4e4d83d1> Fecha de visita: 5 de marzo de 2022.
- Food-info.net: <http://www.food-info.net/es/>. Universidad de Wageningen, Holanda. Fecha de visita: 5 de marzo de 2022.

## Capítulo VII

- Allamandola, L. J.; Sandford, S. A.; Tielens, A. G. G. M.; Herbst, T. M. *Diamonds in Dense Molecular Clouds: A Challenge to the Standard Interstellar Medium Paradigm*. Science 260 (1993) 64 – 66.
- Askarieh, G.; Hedhammar, M.; Nordling, K.; Saenz, A.; Casals, C.; Rising, A.; Johansson, J.; Knight, S D. *Self-assembly of spider silk proteins is controlled by a pH-sensitive relay*. Nature 465 (2010) 236 – 238.
- Barrow, J. D. *Imágenes del Cosmos*. Ediciones Paidós, Madrid, 2009.
- Burriel Coll, V. Estructura y propiedades de los ácidos nucleicos, disponible en: [https://www.uv.es/tunon/pdf\\_doc/AcidosNucleicos\\_veronica.pdf](https://www.uv.es/tunon/pdf_doc/AcidosNucleicos_veronica.pdf). Fecha de visita 5 de marzo 2022.
- Carraher, C. E. Jr. *Seymour/Carraher's Polymer Chemistry*. 5th Ed. Marcel Dekker, New York, 2000.
- Corvillo, P. A. *Síntesis, propiedades fotofísicas y aplicaciones de nanotubos de carbono de pared única*. Tesis Doctoral, Universidad Politécnica de Valencia, 2007. Disponible en <http://www.upv.es/herme/files/tesis-pedro-atienzar-corvillo.pdf>. Fecha de visita: 5 de marzo 2022.
- Frankland, V.; Heward, A.; Massey, R. *Dusty experiments are solving interstellar water mystery*. 14 april 2010, Royal Astronomical Society Press, RAS PN 10/29 (NAM 14) Disponible en <http://www.astro.gla.ac.uk/nam2010/pr14.html> Fecha de visita: 5 de marzo 2022.
- Gehrz, R. D.; Black, D. C.; Solomon, P. M. *The Formation of Stellar Systems from Interstellar Molecular Clouds*. Science, 224 (1984) 823 – 830.
- Gooding, J. *Nanostructuring electrodes with carbon nanotubes: a review on electrochemistry and applications for sensing*. Electrochimica Acta 50 (2005) 3049 – 3060.
- Hong, K. Y.; Hong, J. H.; Becker, R. S. *Hot Hydrogen Atoms: Initiators of Reactions of Interest in Interstellar Chemistry and Evolution*. Science 184 (1974) 984 – 987.
- Jadhav, M.; Amari, S.; Zinner, E.; Maruoka, T. *Isotopic analysis of presolar graphite grains from Orgueil*. New Astronomy Reviews 50 (2006) 591 – 595.

- Lamarque, A.; Zygadlo, J.; Labuckas, D.; López, L.; Torres, M.; Maestri, D. *Fundamentos teórico-prácticos de Química Orgánica*. 1ª Edición. Encuentro Grupo Editor, Córdoba, 2008.
- Markwell, J.; Namuth, D.; Hernández-Rios, I. *Los Pigmentos Vegetales y la Fotosíntesis*. <https://passel2.unl.edu/view/lesson/ae42848963d4>  
Fecha de visita 5 de marzo 2022.
- Raouls, R. L. *Interstellar Chemistry*. Science and Technology 80 (2002) 31 – 37.
- Stedman, D. H.; Hikade, D. A.; Pearson JR., R.; Yalvac, E. D. *Nickel Carbonyl: Decomposition in Air and Related Kinetic Studies*. Science 208 (1980) 1029 – 1031.
- Streitwieser, A.; Heathcock, C.H. *Química Orgánica*. 3ª Edición. Interamericana, México, 1986.
- Talio, M. C. *Desarrollo de metodologías de preconcentración/fluorescencia molecular: monitoreo ambiental y biológico de cadmio y níquel como marcadores de exposición y/o adicción al tabaco*. Acta toxicol. argent. vol. 20 no.1 Ciudad Autónoma de Buenos Aires ene./jul. 2012. Disponible en [http://www.scielo.org.ar/scielo.php?pid=S1851-37432012000100006&script=sci\\_arttext](http://www.scielo.org.ar/scielo.php?pid=S1851-37432012000100006&script=sci_arttext). Fecha de visita: 5 de marzo 2022.
- Wright, S. W. *The Vitamin C Clock Reaction*, Journal of Chemical Education. Vol. 79, No. 1, Año 2002, pp 40A-40B.
- The Guardian. Spider silk cape goes on show at Victoria and Albert museum. Disponible en:  
Fecha de visita: 5 de marzo de 2022.

## Capítulo VIII

- Chapman, D. *Water Quality Assessments. A Guide to Use of Biota, Sediments and Water in Environmental Monitoring*. Published on behalf of United Nations Educational, Scientific and Cultural Organization, World Health Organization and United Nations Environment Programme. Second Edition Chapman and Halls, London, 1996.  
Disponible en:  
[http://www.who.int/water\\_sanitation\\_health/resourcesquality/wqabegin.pdf](http://www.who.int/water_sanitation_health/resourcesquality/wqabegin.pdf). Fecha de visita: 5 de marzo 2022.
- Cheung, A. C.; Rank, D. M.; Townes, C. H.; Thornton, D. D.; Welch, W. J. *Detection of water in Interstellar Regions by its Microwave Radiation*. Nature 221, Issue 5181 (1969) 626 – 628.
- Drake, M. J. *Origin of water in the terrestrial planets*. Meteoritics & Planetary Science 40 (2005) 519 – 527.
- Drake, L. D.; Shreve, R. L. *Pressure melting and regelation of ice by round wires*. Proc. R. Soc. Lond. A. 332 (1973) 51-83.
- Fariás, M. E. *Microorganismos que viven en condiciones extremas en lagunas altoandinas*. Ciencia Hoy, V21, N° 26, abril - mayo 2012.
- Ferral, A.; Solis, V.; Frery, A.; Aleksinko, A.; Bernasconi, I.; Scavuzzo, C. *In-situ and satellite monitoring of the water quality of a eutrophic lake intervened with a system of artificial aeration*. IEEE Latin America Transactions, 16 (2018) 627-633.
- Franks, F. *Water, a Matrix of Life*, 2ª Ed. Royal Society of Chemistry, London, 2010.
- Gertena, D.; Schaphoffa, S.; Haberlandtb, U.; Luchta, W.; Sitcha, S. *Terrestrial vegetation and water balance—hydrological evaluation of a dynamic global vegetation model*. Journal of Hydrology 286 (2004) 249 – 270.
- Hama, T.; Watanabe, N. *Surface Processes on Interstellar Amorphous Solid Water: Adsorption, Diffusion, Tunneling Reactions, and Nuclear-Spin Conversion*. Chemical Reviews, 113 (2013) 8783 – 8839.
- Howard, A. G. *Aquatic Environmental Chemistry*. Oxford Science Publications, London, 1998.
- Mishima, O.; Stanley, H. E. *The relationship between liquid, supercooled and glassy water*. Nature 396

(1998) 329 – 335.

- Prockter, L. M. *Ice in the solar system*. Johns Hopkins Apl Technical Digest, 26, Nº 2 (2005) 175 – 188. Disponible en: <https://www.jhuapl.edu/Content/techdigest/pdf/V26-N02/26-02-Prockter.pdf>. Fecha de visita: 5 de marzo de 2022.
- Rosenberg, R. *Why is ice slippery?* Physics Today, (december 2005), 50-55. Disponible en <http://lptms.u-psud.fr/membres/trizac/Ens/L3FIP/Ice.pdf>. Fecha de visita: 5 de marzo 2022.
- Solís, V. M. *La edad del agua*. Revista de Educación en Biología. Vol. 3, Nº 2 (2000) 9 –15.
- Stumm, W.; Morgan, J. J. *Aquatic Chemistry*. 3rd Ed. Wiley-Interscience Publication, John Wiley, EEUU, 1996.
- Trenberth, K. E.; Smith, L.; Qian, T.; Dai, A.; Fasullo, J. *Estimates of the Global Water Budget and its Annual Cycle Using Observational and Model Data*. Journal of Hydrometeorology 8 (2006) 758 – 769.
- van Dishoeck, E. F.; Herbst, E.; Neufeld, D. A. *Interstellar Water Chemistry: From Laboratory to Observations*. Chem. Rev. 113 (2013) 9043 – 9085.
- Wettlaufer, J. S. *Ice surfaces: macroscopic effects of microscopic structure*. Phil. Trans. R. Soc. Lond. 357 (1999) 3403 – 3425.
- Wettlaufer, J. S.; Greg Drash, J. *Melting below zero*. Scientific American, (2000) 50 – 53.

## Capítulo IX

- Bechtold, T.; Mussak, R. *Handbook of Natural Colorants*. Ed. John Wiley & Sons, 2009.
- Brouillard, R.; Delaporte, B.; Dubois, J.-E. *Chemistry of anthocyanin pigments. 3. Relaxation amplitudes in pH-jump experiments*. J. Am. Chem. Soc. 100 (1978) 6202 – 6205.
- Bruice, P.Y. *Organic Chemistry*, 8th Ed. PEARSON Education. University of California. EEUU, 2015.
- Bueno, J. M.; Plaza, S. Purificación, Ramos-Escudero, Fernando, Jiménez, Ana Maria, Fett, Roseane, Asuero, Agustín G. *Analysis and Antioxidant Capacity of Anthocyanin Pigments. Part II: Chemical Structure, Color, and Intake of Anthocyanins*. Critical Reviews in Analytical Chemistry, 42 (2012) 126-151.
- Burriel Martí, E.; Lucena Conde, E.; Arribas Jimeno, S.; Hernández Méndez, J. *Química analítica cualitativa*. 18ª Edición. Paraninfo, Madrid, 2006.
- Clark, J. *The Colours of Complex Metal Ions*. Disponible en <https://hoclai.wordpress.com/2015/04/02/the-colours-of-complex-metal-ions/>. Fecha de visita 5 de marzo 2022.
- Daniel, M. C.; Astruc, D. *Gold nanoparticles : Assembly, supramoleculat chemistry, quantum-size-related properties, and applications toward Biology, Catalysis and Nanotechnology*. Chem. Rev.104 (2004) 293 – 346.
- García Álvarez, J. A. E. *Así funcionan los colores*. Texto e ilustraciones. Disponible en [http://www.asifunciona.com/fisica/af\\_colores/af\\_colores\\_3.htm](http://www.asifunciona.com/fisica/af_colores/af_colores_3.htm). Fecha de visita: 5 de marzo 2022.
- García de Abajo, F. J. *Nanofotónica: control de la luz a escalas nanométricas* Disponible en <http://www.nanophotonics.es/assets/pdfs/misc007.pdf>. Fecha de visita: 5 de marzo de 2022.
- Pawlik, J. *Teoría del Color*. Editorial Paidós, Barcelona, 1996.
- Pu Jing, M.S. *Purple Corn Anthocyanins: Chemical Structure, Chemoprotective Activity and Structure/Function Relationships*. The Ohio State University. PhD Thesis, EEUU, 2006.
- Rørslett, B. *Flowers in Ultraviolet Arranged by Plant Family*. Photography by Bjørn Rørslett/NN.



Disponible en:

[http://www.naturfotograf.com/UV\\_flowers\\_list.html](http://www.naturfotograf.com/UV_flowers_list.html). Fecha de visita: 5 de Marzo 2022. La visión de los insectos (en inglés). Fotografías de flores en luz visible y en el UV.

- Srinivasarao, M. *Nano-optics in the biological world: beethes, butterflies, birds and moths*. Chem. Rev 99 (1999) 1935 – 1961.
- Streitwieser, A.; Heathcock, C. H. *Química Orgánica*. 3º Edición. Interamericana, México, 1986.
- Vankar, P. S. *Chemistry of natural dyes*. Resonance (2000) 73 – 80.
- Portal de Science fair adventure. Disponible en : <http://www.sciencefairadventure.com/> Fecha de visita: 5 de marzo de 2022.

## Créditos de las imágenes

### Capítulo I

- Las fotografías de las Figuras I.3, I.4 y I.6 fueron gentilmente donadas por el Área Centralizada de Actividades Prácticas de la Facultad de Ciencias Químicas de la UNC.
- Las fotografías de las Figuras I.1, I.2, I.5 y I.7 pertenecen a Ana María Cruz.
- La imagen I.8 es una adaptación de la presentada en la página web de la Superintendencia de Riesgos del Trabajo de la República Argentina.  
[https://www.srt.gob.ar/wp-content/uploads/2014/03/images\\_pdf\\_SGA.pdf](https://www.srt.gob.ar/wp-content/uploads/2014/03/images_pdf_SGA.pdf)
- La Figura I.11. ha sido tomada de:  
[http://www.ilo.org/dyn/icsc/showcard.display?p\\_card\\_id=15&p\\_edit=&p\\_version=2&p\\_lang=es](http://www.ilo.org/dyn/icsc/showcard.display?p_card_id=15&p_edit=&p_version=2&p_lang=es)
- La Figura I.12. es una adaptación de la imagen presentada en:  
<https://commons.wikimedia.org/wiki/File:NFPA704.jpg>  
<https://www.compliancesigns.com/p/nfpaprintedselector>

### Capítulo II

- Las fotografías de las Figuras II.11.a y b; y II.12 pertenecen a Ana María Cruz.
- II.1. De Desconocido, CC BY-SA 2.0 fr, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=389600>.
- II.2 a. Imagen adaptada de  
[https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Panama\\_on\\_the\\_globe\\_\(Americas\\_centered\).svg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Panama_on_the_globe_(Americas_centered).svg)  
b. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:AUS\\_National\\_Length\\_Meter.JPG](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:AUS_National_Length_Meter.JPG)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/a/a5/US\\_National\\_Length\\_Meter.JPG](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/a/a5/US_National_Length_Meter.JPG). Public domain, undefined.
- II. 3. [http://commons.wikimedia.org/wiki/FileAWooden\\_hourglass\\_2.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/FileAWooden_hourglass_2.jpg)  
[http://commons.wikimedia.org/wiki/FileWooden\\_hourglass\\_2.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/FileWooden_hourglass_2.jpg) Por S Sepp (Trabajo propio) [GFDL (<http://www.gnu.org/copyleft/fdl.html>), CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>) undefined CC-BY-SA-2.5-2.0-1.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/2.5-2.0-1.0/>)], undefined  
[http://commons.wikimedia.org/wiki/FileAAGMA\\_Clepsydre.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/FileAAGMA_Clepsydre.jpg)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/f/ff/AGMA\\_Clepsydre.jpg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/f/ff/AGMA_Clepsydre.jpg)  
Por Marsyas (Trabajo propio) [CC-BY-SA-2.5 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/2.5/>)], undefined.
- II.4. [http://commons.wikimedia.org/wiki/FileAAtomic\\_clocks.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/FileAAtomic_clocks.jpg)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/0/0c/Atomic\\_clocks.jpg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/0/0c/Atomic_clocks.jpg) Por NIST Dakik at cs.wikipedia [Public domain], a través de Wikimedia Commons.
- II.5 [http://commons.wikimedia.org/wiki/FileAPrototype\\_kilogram\\_replica.JPG](http://commons.wikimedia.org/wiki/FileAPrototype_kilogram_replica.JPG)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/a/ac/Prototype\\_kilogram\\_replica.JPG](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/a/ac/Prototype_kilogram_replica.JPG)  
Por Japs 88 (Trabajo propio) [CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>)], undefined
- II.7 <https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Silicon-unit-cell-labelled-3D-balls.png>  
<https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/b/b2/Silicon-unit-cell-labelled-3D-balls.png>  
Benjah-bmm27, Public domain, via Wikimedia Commons. By Ben Mills - Own work, Public Domain, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=2722696>  
Celda unidad de cristales de silicio
- II.8 NIST - [http://www.nist.gov/pml/si-redef/images/SiliconSphere-Closeup-800\\_1.png](http://www.nist.gov/pml/si-redef/images/SiliconSphere-Closeup-800_1.png)  
Public domain

## Capítulo III

- Las fotografías de las Figuras III.4.b, III.36.b, III.37.b, III.38, III.39.b, c y d, III.40 pertenecen a Ana María Cruz.
  - La fotografía de la Figura III.31.a pertenece a Juan Fías.
- III.1. Imagen de HRTEM, obtenida en el laboratorio de Física y Astronomía de la Universidad de Texas de San Antonio, EEUU, por el Dr. Marcelo Mariscal, con un microscopio Jeol JEM-ARM 200F.
- III.9.b [https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Young\\_Diffraction.png](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Young_Diffraction.png)
- III.12 [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Es-Orbitales\\_p.png?uselang=es](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Es-Orbitales_p.png?uselang=es). Cargado en [http://enciclopedia.us.es/index.php/Imagen:Orbitales\\_p.png](http://enciclopedia.us.es/index.php/Imagen:Orbitales_p.png) by Willy.
- III.13 [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AD\\_orbitals.png](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AD_orbitals.png), [http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/5/58/D\\_orbitals.png](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/5/58/D_orbitals.png) By CK-12 Foundation (File:High School Chemistry.pdf, page 271) [CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>)], via Wikimedia Commons.
- III.16 III.17; III.18; III.19. <http://en.wikipedia.org/wiki/File:AE2h.svg> File:AE2h.svg <http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/1/15/AE3h.svg/2000px-AE3h.svg.png> <http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/a/a5/AE4h.svg/2000px-AE4h.svg.png> Orbitales híbridos sp, sp<sup>2</sup> y sp<sup>3</sup>. Autor: Jfmerlo.
- III.20 By Витольд Муратов (Own work) [Public domain], via Wikimedia Commons
- III.21. File:Espectro Electromagnético.JPG. Wikimedia Commons, dominio público.
- III.26. Glowing noble gasesCC BY 3.0  
New work Alchemist-hp (talk) [www.pse-mendeleejew.de](http://www.pse-mendeleejew.de); original single images: Jurii, <http://images-of-elements.com> - Original: Jurii: Glowing noble gases in glas vials with low pressure inside. Power supply: 5 kV, 20 mA, 25 kHz.  
[http://commons.wikimedia.org/wiki/File:AVisible\\_spectrum\\_of\\_helium.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:AVisible_spectrum_of_helium.jpg)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/a/a4/Visible\\_spectrum\\_of\\_helium.jpg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/a/a4/Visible_spectrum_of_helium.jpg) Por Jan Homann (Trabajo propio) [GFDL (<http://www.gnu.org/copyleft/fdl.html>) undefined CC-BY-SA-3.0-2.5-2.0-1.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>)], undefined.  
[http://commons.wikimedia.org/wiki/File:AVisible\\_spectrum\\_of\\_neon.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:AVisible_spectrum_of_neon.jpg)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/6/6c/Visible\\_spectrum\\_of\\_neon.jpg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/6/6c/Visible_spectrum_of_neon.jpg) Por Jan Homann (Trabajo propio) [GFDL (<http://www.gnu.org/copyleft/fdl.html>) undefined CC-BY-SA-3.0-2.5-2.0-1.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>)], undefined.
- III.28 El espectro infrarrojo presentado en la figura ha sido tomado del National Institute of Standards and Technology (EE.UU.) NIST Chemistry WebBook (<http://webbook.nist.gov/chemistry/>).
- III. 29 Espectros tomados del National Institute of Standards and Tecnology (EE.UU.) NIST Chemistry WebBook (<http://webbook.nist.gov/chemistry/>).
- III.31. Hum Images / Alamy Foto de stock.
- III.32.b. <http://www.epa.gov/microbes/rota.html>. Autor, F.P. Williams, U.S. EPA Licencia. *This image (or other media) is a work of an Environmental Protection Agency employee, taken or made as part of that person's official duties. As works of the U.S. federal government, all EPA images are in the public domain.*
- III.33. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:ALimits\\_of\\_Electron\\_Microscope.png](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:ALimits_of_Electron_Microscope.png) [http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/b/ba/Limits\\_of\\_Electron\\_Microscope.png](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/b/ba/Limits_of_Electron_Microscope.png) Por Jmigrants (Trabajo propio) [CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>) undefined GFDL (<http://www.gnu.org/copyleft/fdl.html>)], undefined.
- III.35. X-ray: NASA/CXC/RIT/J.Kastner et al.; Optical: NASA/STScI. Disponible en <http://chandra.harvard.edu/photo/2012/pne/>. Fecha de visita: 3 de mayo d 2014.

## Capítulo IV

- Las fotografías de las Figuras IV.1, IV.2, IV.4, IV.6, IV.7, IV.9, IV.11, IV.15, IV.16 y IV.17 pertenecen a Ana María Cruz.
- IV.3. <http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AAcaciacaven29.jpg>  
<http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/a/ad/Acaciacaven29.jpg> By Penarc (Own work) [Public domain], via Wikimedia Commons.
- IV.12. Image title: Sun smoke. Image from Public domain images. website, <http://www.public-domain-image.com/full-image/nature-landscapes-public-domain-images-pictures/sky-public-domain-images-pictures/sun-smoke.jpg.html>  
<http://www.public-domain-image.com/public-domain-images-pictures-free-stock-photos/nature-landscapes-public-domain-images-pictures/sky-public-domain-images-pictures/sun-smoke.jpg>. Autor Jon Sullivan.
- IV.13. Imagen de HRTEM, obtenida en el laboratorio de Física y Astronomía de la Universidad de Texas de San Antonio, EEUU, por el Dr. Marcelo Mariscal, con un microscopio Jeol JEM-ARM 200F.
- IV.14. Imagen de Microscopía Electrónica de Transmisión y Barrido, STEM, obtenida en el laboratorio de Física y Astronomía de la Universidad de Texas de San Antonio, EEUU, por el Dr. Marcelo Mariscal.

## Capítulo V

- Las fotografías de las Figuras V.1, V.2, V.4, V.5, V.6, V.7, V.8, V.9, V.10, V.13 y IV.14 pertenecen a Ana María Cruz.

## Capítulo VI

- Las fotografías de las Figuras VI.2, VI y VI.26 pertenecen a Ana María Cruz.
  - La fotografía de la Figura VI.8 pertenece a Pablo Goldner.
  - Los esquemas de las figuras VI.14, VI.15, VI.23 y VI.24 fueron realizados por Marcela C. Rodríguez.
- VI.1. Rijksmuseum de Ámsterdam.RKD images, Art-work number 6636. Wikimedia Commons. Dominio público.
- VI.4. Por Quinotos.jpg: Sergio Medio\_quinoto.jpg: Sergio Fortunella\_margarita.jpg: A. Barra Kumquat-Crosssection.jpeg: Sangroid derivative work: Nova [CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0>) undefined GFDL (<http://www.gnu.org/copyleft/fdl.html>)], undefined. Niño haciendo pompas de jabón. Fotograf: Walter J.Pilsak Source: german wikipedia, original upload 29. Feb 2004 by de:Benutzer:W.J.Pilsak.
- VI.5. Armada sobre imágenes de Wikipedia, dominio público
- VI.6. Fotografía de Scott Bauer, Departamento de Agricultura de EEUU. Wikimedia Commons. Dominio público.
- VI.7. [http://commons.wikimedia.org/wiki/Amphiprion\\_ocellaris#mediaviewer/File:Common\\_Clownfish.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/Amphiprion_ocellaris#mediaviewer/File:Common_Clownfish.jpg). Common Clownfish CC BY-SA 3.0. Bart de Goeij - Photographed by Bart de Goeij. Fotografía de de Bart de Goeij, Pulau Perhentian Besar, Malaysia. Wikimedia Commons.
- VI.11. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ARust%2C\\_an\\_old\\_horseshoe.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ARust%2C_an_old_horseshoe.jpg)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/2/28/Rust%2C\\_an\\_old\\_horseshoe.jpg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/2/28/Rust%2C_an_old_horseshoe.jpg)  
Por Hi-Res Images of Chemical Elements (<http://images-of-elements.com/iron.php>) [CC-BY-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by/3.0>)], undefined.
- VI.12. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ABuenos\\_Aires-Plaza\\_Congreso-Pensador\\_de\\_Rodin.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ABuenos_Aires-Plaza_Congreso-Pensador_de_Rodin.jpg)

[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/2/2c/Buenos\\_Aires-Plaza\\_Congreso-Pensador\\_de\\_Rodin.jpg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/2/2c/Buenos_Aires-Plaza_Congreso-Pensador_de_Rodin.jpg)  
Por Fabián Minetti (<http://www.sxc.hu/photo/357407>) [ver la página para ver el licencia], undefined.

- VI. 13 Fotografía de Jorge Gobbi, Buenos Aires, Argentina  
[https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Talampaya\\_petroglyphs\\_\(1\).jpg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Talampaya_petroglyphs_(1).jpg)  
[https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/7/7c/Talampaya\\_petroglyphs\\_%281%29.jpg](https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/7/7c/Talampaya_petroglyphs_%281%29.jpg)
- VI.16. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:ASodium\\_and\\_Water.png](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:ASodium_and_Water.png)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/2/2b/Sodium\\_and\\_Water.png](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/2/2b/Sodium_and_Water.png)  
Por Naatriumi\_reaktsioon\_veega\_purustab\_klaasist\_anuma.jpg: Tavoromann derivative work: Tony Mach [CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>)], undefined.
- VI.17. File:Oxygenation-atm.svg, Heinrich D. Holland  
Oxygenation-atm-2.svg. Figura 10 del trabajo en <http://dx.doi.org/10.1098/rstb.2006.1838>. URL alternativo <http://rstb.royalsocietypublishing.org/content/361/1470/903.full.pdf>
- VI.19. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:ARio\\_tinto\\_river\\_CarolStoker\\_NASA\\_Ames\\_Research\\_Center.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:ARio_tinto_river_CarolStoker_NASA_Ames_Research_Center.jpg)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/b/b0/Rio\\_tinto\\_river\\_CarolStoker\\_NASA\\_Ames\\_Research\\_Center.jpg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/b/b0/Rio_tinto_river_CarolStoker_NASA_Ames_Research_Center.jpg)  
Por Carol Stoker, NASA [Public domain], undefined
- VI.20. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:ANelson's\\_Column\\_during\\_the\\_Great\\_Smog\\_of\\_1952.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:ANelson's_Column_during_the_Great_Smog_of_1952.jpg)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/0/02/Nelson%27s\\_Column\\_during\\_the\\_Great\\_Smog\\_of\\_1952.jpg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/0/02/Nelson%27s_Column_during_the_Great_Smog_of_1952.jpg)  
N T Stobbs [CC-BY-SA-2.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/2.0/>)], undefined.
- VI.21. File: Santiago 30std.jpg.  
Fotografía de Michael Ertel, German Wikipedia. Licencia de documentación libre GNU.

## Capítulo VII

- La fotografía de la Figura VII.62 pertenece a Ana María Cruz.
  - Las fotografía de la Figura VII.63 pertenece a Guido Noé Rimondino
  - El esquema de la figura VII.59.fue realizado por Marisa Martinelli.
- VII. 2. <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:AEthylene-HOMO-2D.png>  
<http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/5/5b/Ethylene-HOMO-2D.png> By Ben Mills (Own work) [Public domain], via Wikimedia Commons  
Space-filling model of the HOMO of ethylene. Iso value = 0.120.Structure calculated and image produced using HF/6-31G\* in Spartan '04 Student Edition 27 January 2009.  
<http://commons.wikimedia.org/wiki/File:AEthylene-HOMO-0.120-Spartan-3D-balls.png>  
<http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/5/57/Ethylene-HOMO-0.120-Spartan-3D-balls.png>By Ben Mills (Own work) [Public domain], via Wikimedia Commons
- VII.3. Imágenes de dominio público, Wikimedia Commons  
Files:Acetonitrile-3D-vdW.png ; Acetonitrile-2D-flat.png ; Acetonitrile-3D-balls.png ; Formaldehyde-2D.svg ; Formaldehyde-3D-vdW.png ; Formaldehyde-3D-balls-A.png ; Methane-2D-dimensions.svg ; Methane-3D-space-filling.svg ; Methane-CRC-MW-3D-balls.png
- VII.4. a. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ARough\\_diamond.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ARough_diamond.jpg). By Unknown USGS employee [Public domain], via Wikimedia Commons; b y d: Trabajo de User:Itub. File Diamond and graphite.jpg. Wikimedia Commons. c. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ADiamonds\\_glitter.png](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ADiamonds_glitter.png) By Anton [GFDL (<http://www.gnu.org/copyleft/fdl.html>) or CC-BY-SA-3.0.(<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>)],via Wikimedia Commons.
- VII. 5. Dominio público. a. GraphiteUSGOV.jpg.. b. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AGraphit\\_gitter.png](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AGraphit_gitter.png). Por Anton at de.wikipedia [GFDL (<http://www.gnu.org/copyleft/fdl.html>) or CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>)], from Wikimedia Commons

- VII.6. a. Michael Ströck (mstroeck) en iMol for Mac OS X and Photoshop CS2. File: C60a.png. Wikimedia Commons. b. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AFullerene\\_c540.png](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AFullerene_c540.png). [http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/c/c5/Fullerene\\_c540.png](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/c/c5/Fullerene_c540.png). Por Brian0918 (English Wikipedia,) [Public domain], undefined.
- VII.7. a, b y c. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ANanotubos\\_enrolamento.PNG](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ANanotubos_enrolamento.PNG)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/4/46/Nanotubos\\_enrolamento.PNG](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/4/46/Nanotubos_enrolamento.PNG)  
 Por W2raphael (Trabajo propio) [Public domain], undefined.  
 d. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ASWNTs\\_90wt%25.JPG](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ASWNTs_90wt%25.JPG)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/a/a3/SWNTs\\_90wt%25.JPG](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/a/a3/SWNTs_90wt%25.JPG)  
 Por Cheaptubes (Trabajo propio) [CC-BY-3.0 <http://creativecommons.org/licenses/by/3.0/>], undefined.
- VII.8. a. <http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AGraphen.jpg>  
<http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/9/9e/Graphen.jpg>, By Alexander AIUS (Own work) [CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>) or GFDL (<http://www.gnu.org/copyleft/fdl.html>)], via Wikimedia Commons.  
 b. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AGraphene\\_HRTEM.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AGraphene_HRTEM.jpg).  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/7/7d/Graphene\\_HRTEM.jpg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/7/7d/Graphene_HRTEM.jpg). By materialesnano.com (Own work) [CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>)], via Wikimedia Commons
- VII.9. Dominio público, Wikimedia Commons. .
- VII.10. Imagen de Christopher from Salem, OR, USA (Fun with Dry Ice 2 Uploaded by Diaa\_abdelmoneim) [CC-BY-SA-2.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/2.0/>)], via Wikimedia Commons. b. Wikimedia Commons, Image:Carbon dioxide pressure-temperature phase diagram.jpg. Por Ben Finney Mark Jacobs [CC0].
- VII.11. Datos de Estructura cristalina de AMCSD, 2007. Trabajo propio de Ben Mills.
- VII.12. Titan, satélite de Saturno. Misión de la sonda espacial Cassini-Huygens, Cassini Orbiter Instrument: Radar Mapper  
 produced by:JPL Full-Res TIFF: PIA09102.tif (26.55 MB). Full-Res JPEG:PIA09102.jpg.  
 Crédito de la imagen: NASA/JPL-Caltech/USGS.
- VII.16 [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3API%C3%A1tano\\_Tabasco.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3API%C3%A1tano_Tabasco.jpg)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/a/af/PI%C3%A1tano\\_Tabasco.jpg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/a/af/PI%C3%A1tano_Tabasco.jpg) Por Alfonsobouchot (Trabajo propio) [Public domain], undefined  
[http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3APeras\\_-\\_Pears.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3APeras_-_Pears.jpg)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/2/2e/Peras\\_-\\_Pears.jpg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/2/2e/Peras_-_Pears.jpg) Por johannrela (Flickr) [CC-BY-2.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by/2.0/>)], undefined.  
[http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AManzanas\\_-\\_Apples.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AManzanas_-_Apples.jpg)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/c/ca/Manzanas\\_-\\_Apples.jpg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/c/ca/Manzanas_-_Apples.jpg) Por johannrela (Flickr) [CC-BY-2.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by/2.0/>)], undefined  
[http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ANaranjas\\_valencianas.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ANaranjas_valencianas.jpg)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/0/0a/Naranjas\\_valencianas.jpg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/0/0a/Naranjas_valencianas.jpg) Por César MR (Naranjas) [CC-BY-2.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by/2.0/>)], undefined
- VII.21. <http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ACoalsack-ESO-B06.jpg>  
<http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/7/7c/Coalsack-ESO-B06.jpg> Por ESO/S. Brunier [CC-BY-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by/3.0/>)] undefined CC-BY-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by/3.0/>), undefined
- VII.22. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AStars\\_Circle\\_over\\_the\\_Residencia\\_at\\_Cerro\\_Paranal\\_\(wallpaper\).jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AStars_Circle_over_the_Residencia_at_Cerro_Paranal_(wallpaper).jpg)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/3/32/Stars\\_Circle\\_over\\_the\\_Residencia\\_at\\_Cerro\\_Paranal\\_%28wallpaper%29.jpg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/3/32/Stars_Circle_over_the_Residencia_at_Cerro_Paranal_%28wallpaper%29.jpg) Por ESO/A. Santerne [CC-BY-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by/3.0/>)], undefined
- VII.25. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3APolarimeter\\_\(Optical\\_rotation\).svg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3APolarimeter_(Optical_rotation).svg)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/5/5d/Polarimeter\\_%28Optical\\_rotation%29.svg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/5/5d/Polarimeter_%28Optical_rotation%29.svg)  
 Por Kaidor [CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>)] undefined GFDL (<http://www.gnu.org/copyleft/fdl.html>), undefined

- VII.26. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AChirality\\_with\\_hands.svg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AChirality_with_hands.svg)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/e/e8/Chirality\\_with\\_hands.svg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/e/e8/Chirality_with_hands.svg) Por Chirality\_with\_hands.jpg: <http://www.nai.arc.nasa.gov/> Dominio público.
- VII.30. a. Enlace glucosídico.png. Wikimedia Commons, dominio público.  
 b. Ball-and-stick model of part of the crystal structure of cellulose I $\beta$ . X-ray crystallographic data from *J. Am. Chem. Soc.* (2002) 124 9074–9082. Model constructed and image generated in CrystalMaker 8.1. 25 de marzo de 2009. Trabajo propio de Ben Mills. [Public domain], undefined  
<http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ACellulose-lbeta-from-xtal-2002-CM-3D-balls.png>  
<http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/8/87/Cellulose-lbeta-from-xtal-2002-CM-3D-balls.png>  
 c. Space-filling model of part of the crystal structure of cellulose I $\beta$ . X-ray crystallographic data from *J. Am. Chem. Soc.* (2002) 124 9074–9082. Model constructed in CrystalMaker 8.1. Image generated in Accelrys DS Visualizer. 24 de abril de 2009. Trabajo propio de Ben Mills [Public domain], undefined.  
<http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ACellulose-lbeta-from-xtal-2002-3D-vdW.png>  
<http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/c/c1/Cellulose-lbeta-from-xtal-2002-3D-vdW.png>
- VII.31 Fotografía de David Nance. Imagen Numero K5927-22. Dominio público. United States Department of Agriculture Agricultural Research Service.
- VII.32. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AWheat\\_starch\\_granules.JPG](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AWheat_starch_granules.JPG)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/d/d6/Wheat\\_starch\\_granules.JPG](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/d/d6/Wheat_starch_granules.JPG) Por Kiselov Yuri (Trabajo propio) [Public domain], undefined.
- VII.33 <https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Glycogen.png>.
- VII.34. <http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ANicrophorus.vespillo.jpg>  
<http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/7/77/Nicrophorus.vespillo.jpg> James Lindsey at Ecology of Commanster [CC-BY-SA-2.5 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/2.5>) or CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0>)], via Wikimedia Commons  
[http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ALiocarcinus\\_holsatus.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ALiocarcinus_holsatus.jpg)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/1/12/Liocarcinus\\_holsatus.jpg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/1/12/Liocarcinus_holsatus.jpg) By Hans Hillewaert (Own work) [CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0>)], via Wikimedia Commons
- VII.35. File: Glycogen.png Dominio público. Wikimedia Commons.
- VII.37. [https://cdn.educ.ar/dinamico/UnidadHtml\\_\\_get\\_\\_c3e63d2f-f838-4af3-ba65-dd50e6862cef/index.html](https://cdn.educ.ar/dinamico/UnidadHtml__get__c3e63d2f-f838-4af3-ba65-dd50e6862cef/index.html)
- VII.38 <https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Zwitterionball-es.svg>.
- VII.40. [http://es.wikipedia.org/wiki/Enlace\\_pept%C3%ADdico#mediaviewer/Archivo:Enlpep4.jpg](http://es.wikipedia.org/wiki/Enlace_pept%C3%ADdico#mediaviewer/Archivo:Enlpep4.jpg)  
[http://es.wikipedia.org/wiki/Enlace\\_pept%C3%ADdico#mediaviewer/Archivo:Trans-Peptide\\_Bond.png](http://es.wikipedia.org/wiki/Enlace_pept%C3%ADdico#mediaviewer/Archivo:Trans-Peptide_Bond.png)
- VII.41. <http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AArgireline.png> ;  
<http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/f/f2/Argireline.png> By Edgar181 (Own work) [Public domain], via Wikimedia Commons,
- VII.42 Protein primary structure.svg.  
[http://www.genome.gov/Pages/Hyperion//DIR/VIP/Glossary/Illustration/amino\\_acid.shtml](http://www.genome.gov/Pages/Hyperion//DIR/VIP/Glossary/Illustration/amino_acid.shtml). National Human Genome Research Institute. Dominio público
- VII.43 a <http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AAlpha-helix.jpg>  
<http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/8/85/Alpha-helix.jpg> Por Alejandro Porto [CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0>)], undefined  
 b. <http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ABetaPleatedSheetProtein.png>  
<http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/e/e4/BetaPleatedSheetProtein.png>. Por G3pro at en.wikipedia Later versions were uploaded by Chodges at en.wikipedia. [GFDL (<http://www.gnu.org/copyleft/fdl.html>) undefined CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0>)], a través de Wikimedia Commons.
- VII.44 [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ADisulfide\\_Bridges\\_\(SCHEMATIC\)\\_V.1.svg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ADisulfide_Bridges_(SCHEMATIC)_V.1.svg)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/8/8c/Disulfide\\_Bridges\\_%28SCHEMATIC%29\\_V.1.svg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/8/8c/Disulfide_Bridges_%28SCHEMATIC%29_V.1.svg) Por Jü (Trabajo propio) [CC0], undefined.
- VII.45 Catalase protein structure rendering based on PDB id 1dgb using w:UCSF Chimera. 1 de marzo de 2009. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ACatalase\\_Structure.png](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ACatalase_Structure.png)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/7/71/Catalase\\_Structure.png](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/7/71/Catalase_Structure.png)

Por Vossman (Trabajo propio) [CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0>)  
undefined GFDL (<http://www.gnu.org/copyleft/fdl.html>)], undefined.

- VII.46. a. Green Fluorescent Protein (GFP). Produced from PDB: 1EMA, rendered in PyMOL.  
[http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AGFP\\_structure.png](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AGFP_structure.png)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/e/e4/GFP\\_structure.png](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/e/e4/GFP_structure.png) Zephyris at the English language Wikipedia [GFDL (<http://www.gnu.org/copyleft/fdl.html>) or CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>)], via Wikimedia Commons  
b. File:Aequorin 1EJ3.png  
Aequorin ribbon diagram PDB 1eJ3. Presented is chain A. Hereby the substrate analoge is in blue, the tyrosine 184 in pink. Yikrazuul
- VII.47a. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ASilkworm\\_mulberry\\_tree\\_zetarra\\_marugatze\\_arbolean3.JPG](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ASilkworm_mulberry_tree_zetarra_marugatze_arbolean3.JPG)  
[Ghttp://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/e/e5/Silkworm\\_mulberry\\_tree\\_zetarra\\_marugatze\\_arbolean3.JPG](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/e/e5/Silkworm_mulberry_tree_zetarra_marugatze_arbolean3.JPG) Por Gorkaazk (Trabajo propio) [CC-BY-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by/3.0/>)], undefined  
b. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ABombyx\\_mori\\_sul\\_bozzolo\\_02.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ABombyx_mori_sul_bozzolo_02.jpg)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/3/3a/Bombyx\\_mori\\_sul\\_bozzolo\\_02.jpg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/3/3a/Bombyx_mori_sul_bozzolo_02.jpg) . Por P.Gibellini (Trabajo propio) [CC0], undefined.
- VII.48. a. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AGolden\\_Silk\\_Spider.JPG](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AGolden_Silk_Spider.JPG)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/a/a0/Golden\\_Silk\\_Spider.JPG](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/a/a0/Golden_Silk_Spider.JPG) Por Ltshears (Trabajo propio) [Public domain], undefined.  
b. Imagen tomada de <http://www.ecouterre.com/art-historian-creates-worlds-largest-shawl-made-from-gold-colored-spider-silk/>.
- VII.49. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AStructures\\_of\\_Hemoglobin\\_forms.png](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AStructures_of_Hemoglobin_forms.png)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/3/3f/Structures\\_of\\_Hemoglobin\\_forms.png](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/3/3f/Structures_of_Hemoglobin_forms.png) Por Gladissk (marvin sketch) [GFDL (<http://www.gnu.org/copyleft/fdl.html>) undefined CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>)], undefined.
- VII.50. b. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AHevea\\_brasiliensis\\_16.JPG](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AHevea_brasiliensis_16.JPG)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/c/c8/Hevea\\_brasiliensis\\_16.JPG](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/c/c8/Hevea_brasiliensis_16.JPG) Por Vinayaraj (Trabajo propio) [CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>)], undefined
- VII.51 [https://es.m.wikipedia.org/wiki/Archivo:Stromatolithe\\_Pal%C3%A9oarch%C3%A9n\\_-\\_MNHT.PAL.2009.10.1.jpg](https://es.m.wikipedia.org/wiki/Archivo:Stromatolithe_Pal%C3%A9oarch%C3%A9n_-_MNHT.PAL.2009.10.1.jpg)  
[https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Stromatolites\\_in\\_Sharkbay.jpg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Stromatolites_in_Sharkbay.jpg)
- VII.53 [https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Seawifs\\_global\\_biosphere.jpg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Seawifs_global_biosphere.jpg)
- VII.54b [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ACombustion\\_reaction\\_of\\_methane.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ACombustion_reaction_of_methane.jpg)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/7/7c/Combustion\\_reaction\\_of\\_methane.jpg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/7/7c/Combustion_reaction_of_methane.jpg)  
Por Jynto Robert A. Rohde Jacek FH Jynto [CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>)], undefined
- VII.57. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3APolyaddition\\_Polyurethane\\_V.2.png](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3APolyaddition_Polyurethane_V.2.png)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/1/12/Polyaddition\\_Polyurethane\\_V.2.png](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/1/12/Polyaddition_Polyurethane_V.2.png) By Jü (Own work) [CC0], via Wikimedia Commons

## Capítulo VIII

- Las fotografías de las Figuras VIII.19.b, VIII.27, VIII.40, VIII.41, VIII.43, VIII.44, VIII.45, VIII.46, y VIII.49 y VIII.51 pertenecen a Ana María Cruz.
- Las fotografías de las Figuras VIII.3, VIII.12, VIII.24, y VIII.34 pertenecen a Pablo Goldner
- Las fotografías de las Figuras VIII.16 y VIII.17 pertenecen a Julieta Pepino.
- Las fotografías de las Figuras VIII.23, VIII.25, VIII.26, VIII.28 y VIII.31 pertenecen a la autora VMS.
- Los esquemas de las figuras VIII.4, VIII.13, VIII.18, y VIII.42 fueron realizados por la autora VMS.
- Los esquemas de las figuras VIII.39, VIII.50 pertenece al autor FEM.



- VIII.1 Autor: Scooter20, basado en fotografías de la NASA, de dominio público.
- VIII.2. NASA, ESA, M. Roberto ([STSci/ESA9](#) et al.
- VIII.5 H2O (water molecule).jpg by Solkoll. Corrected by Plenz Dominio público.
- VIII.6. <http://www1.lsbu.ac.uk/water/images/hbond3>. Dominio público, Wikimedia Commons
- VIII.7. Giant Sequoias photographed into the sky  
[http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AGiant\\_sequoias\\_in\\_Sequoia\\_National\\_Park\\_2013.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AGiant_sequoias_in_Sequoia_National_Park_2013.jpg)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/7/7c/Giant\\_sequoias\\_in\\_Sequoia\\_National\\_Park\\_2013.jpg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/7/7c/Giant_sequoias_in_Sequoia_National_Park_2013.jpg) By Tuxyso (Own work) [CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>)], via Wikimedia Commons
- VIII.8. Fotografía de Mary-Irene Lang. Wikimedia Commons.
- VIII.9. b. Dibujo creado con Diamond 3.1. Autor Solid State, Wikimedia Commons. c. Doc. RNDr. Josef Reischig, CSc. (Archiv autora) [GFDL (<http://www.gnu.org/copyleft/fdl.html>) or CC-BY-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by/3.0/>)], Wikimedia Commons.
- VIII.10. Imagen ID: wea02087, Historic NWS Collection; Jericho, Vermont; Invierno de 1902. Placa XIX de "Studies among the Snow Crystals ... " by Wilson Bentley, "The Snowflake Man." Annual Summary of the "Monthly Weather Review" for 1902. Wikimedia Commons
- VIII.11. 10 de marzo de 2007 (según los datos) <http://emu.arsusda.gov/snowsites/> dominio público
- VIII.14. Surface\_of\_ice\_lh.jpg. Wikimedia Commons, dominio público.
- VIII.15. Acuarela de Henry Sandham; Impresa por L. Prang & Co, wikimedia commons, dominio público.
- VIII.19.a. Fotografía de Schnobby [CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>)], undefined
- VIII.20. <http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ACapillarity.svg>  
<http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/6/64/Capillarity.svg> Por MesserWoland [GFDL (<http://www.gnu.org/copyleft/fdl.html>), CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>) undefined CC-BY-SA-2.5-2.0-1.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/2.5-2.0-1.0/>)], undefined  
<http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AMeniscus.jpg>  
<http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/4/4e/Meniscus.jpg> Por PRHaney (Trabajo propio) [CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>)], undefined
- VIII.21. Fotografía de Zeke [FAL]. Cisne en el lago. Rolle, Suiza.
- VIII.22. Fotos de Dario Sanches en el Horto Florestal de São Paulo, Brasil. [CC-BY-SA-2.0. (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/2.0/>)], via Wikimedia Commons.
- VIII.29. Fotografía de Lucía Arena, FAMAF, UNC.
- VIII. 30. a. Cristales de Cloruro de sodio. Fotografía de Parent Géry [CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>)]. b. Wikimedia Commons, dominio público
- VIII.33[https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Stalactites\\_Inside\\_the\\_Ruakuri\\_Cave,\\_Waitomo,\\_New\\_Zealand\\_\(50801246283\).jpg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Stalactites_Inside_the_Ruakuri_Cave,_Waitomo,_New_Zealand_(50801246283).jpg)
- VIII.34. [https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Ojo\\_de\\_mar\\_en\\_Tolar\\_Grande.jpg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Ojo_de_mar_en_Tolar_Grande.jpg)
- VIII.35. Fotografía de Pseudopanax de Wikipedia en inglés.
- VIII.36. Esquema montado sobre datos de wikimedia Commons, dominio público.
- VIII.38 Recorte de una imagen del Embalse San Roque adquirida el 18 de enero de 2004 por el satélite LANDSAT-5TM de la NASA. Producto descargado del Servicio Geológico de Estados Unidos (USGS) y procesado para ser visualizado en color real por Anabella Ferral, Instituto de Altos Estudios Espaciales Mario Gulich CONAE / UNC
- VIII.47. Wikimedia Commons, dominio público

VIII.48. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AHofman\\_Wasserzersetzungsapparat.png](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AHofman_Wasserzersetzungsapparat.png)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/7/70/Hofman\\_Wasserzersetzungsapparat.png](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/7/70/Hofman_Wasserzersetzungsapparat.png)  
Freeware-flo at the German language Wikipedia [GFDL (<http://www.gnu.org/copyleft/fdl.html>) or CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>)], from Wikimedia Commons

## Capítulo IX

- Las fotografías de las Figuras IX.1.b, IX.8b, IX.12, IX.13, IX.15, IX.20, IX.21, IX.24, IX.42 y IX.43 pertenecen a Ana María Cruz.
  - La fotografía de las Figura IX.39 pertenece a Pablo Goldner.
  - La fotografía de las Figura IX.36 y IX.37 pertenece a Verónica Paz Zanini
  - Las fotografías de las Figuras IX.46 y IX.47 pertenecen a Juan Carlos Fraire.
  - Las fotografías de las Figuras IX.1.a, IX.7, IX.18, IX.23, IX.44 y IX.45 pertenecen a la autora VS
  - Los esquemas de las figuras IX.6, IX.14 y IX.19 fueron realizados por la autora VS.
- IX.2 [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AEM\\_spectrum\\_es.svg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AEM_spectrum_es.svg)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/e/e8/EM\\_spectrum\\_es.svg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/e/e8/EM_spectrum_es.svg) Por Crates; the author of the original in English is Philip Ronan [CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>)], undefined’.
- IX.3 . <http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AVisibleEmrWavelengths.svg>  
<http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/e/e2/VisibleEmrWavelengths.svg> By maxhurtz (created by me) [Public domain], via Wikimedia Commons.
- IX.4.[http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AWild\\_Strawberry\\_Fragaria\\_vesca\\_spectral\\_comparison\\_Vis\\_UV\\_IR.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AWild_Strawberry_Fragaria_vesca_spectral_comparison_Vis_UV_IR.jpg)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/5/52/Wild\\_Strawberry\\_Fragaria\\_vesca\\_spectral\\_comparison\\_Vis\\_UV\\_IR.jpg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/5/52/Wild_Strawberry_Fragaria_vesca_spectral_comparison_Vis_UV_IR.jpg)  
Por Dave Kennard (Trabajo propio) [CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>)], undefined.
- IX.5 . Lightning sweden 2003 01.jpg  
Photo taken by Jonas Bergsten. Dominio Público Wikimedia Commons.
- IX.8.a. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AAequorea\\_victoria.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AAequorea_victoria.jpg)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/5/54/Aequorea\\_victoria.jpg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/5/54/Aequorea_victoria.jpg) By Mnolf (Photo taken in the Monterey Bay Aquarium, CA, USA) [GFDL (<http://www.gnu.org/copyleft/fdl.html>), CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>) or CC-BY-SA-2.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/2.0/>)], via Wikimedia Commons.
- IX.9 . [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ASintesis\\_aditiva\\_plano.svg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ASintesis_aditiva_plano.svg)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/e/ee/Sintesis\\_aditiva\\_plano.svg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/e/ee/Sintesis_aditiva_plano.svg) Por Jorgelrm (Trabajo propio) [CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>)], undefined.
- IX.10 . [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ASintesis\\_sustractiva\\_plano.svg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ASintesis_sustractiva_plano.svg)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/3/36/Sintesis\\_sustractiva\\_plano.svg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/3/36/Sintesis_sustractiva_plano.svg) Por Jorgelrm (Trabajo propio) [CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>)], undefined.
- IX.11. File:Indian pigments.jpg By Dan Brady [CC-BY-2.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by/2.0/>)], via Wikimedia Commons.
- IX.16. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AKatsushika\\_Hokusai\\_-\\_The\\_Great\\_Wave\\_off\\_the\\_Coast\\_of\\_Kanagawa.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AKatsushika_Hokusai_-_The_Great_Wave_off_the_Coast_of_Kanagawa.jpg)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/1/19/Katsushika\\_Hokusai\\_-\\_The\\_Great\\_Wave\\_off\\_the\\_Coast\\_of\\_Kanagawa.jpg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/1/19/Katsushika_Hokusai_-_The_Great_Wave_off_the_Coast_of_Kanagawa.jpg) Katsushika Hokusai (葛飾北斎) [Public domain], undefined.

- IX.17. Créfito (b) [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3A%C3%89meraude\\_7.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3A%C3%89meraude_7.jpg)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/a/a5/%C3%89meraude\\_7.jpg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/a/a5/%C3%89meraude_7.jpg)  
 Por Parent Géry (Trabajo propio) [Public domain], undefined.
- IX.22. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ACaribbean\\_Flamingo1\\_\(Phoenicopterus\\_ruber\)\\_\(0421\)\\_-\\_Relic38.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ACaribbean_Flamingo1_(Phoenicopterus_ruber)_(0421)_-_Relic38.jpg).  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/8/81/Caribbean\\_Flamingo1\\_%28Phoenicopterus\\_ruber%29\\_%280421%29\\_-\\_Relic38.jpg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/8/81/Caribbean_Flamingo1_%28Phoenicopterus_ruber%29_%280421%29_-_Relic38.jpg)  
 Por Darren Swim (Trabajo propio) [GFDL (<http://www.gnu.org/copyleft/fdl.html>) undefined CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0>)], undefined.
- IX.28. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ACedric\\_McShane\\_2011.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ACedric_McShane_2011.jpg)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/7/77/Cedric\\_McShane\\_2011.jpg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/7/77/Cedric_McShane_2011.jpg)  
 By Liebesland (Own work) [CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0>)], via Wikimedia Commons.
- IX.30. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ADactylopius\\_coccus\\_04.JPG](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ADactylopius_coccus_04.JPG)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/0/09/Dactylopius\\_coccus\\_04.JPG](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/0/09/Dactylopius_coccus_04.JPG)  
 By H. Zell (Own work) [GFDL (<http://www.gnu.org/copyleft/fdl.html>) or CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0>)], via Wikimedia Commons.
- IX.32. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AIndigofera\\_suffruticosa\\_-\\_K%C3%B6hler%E2%80%93s\\_Medizinal-Pflanzen-076.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AIndigofera_suffruticosa_-_K%C3%B6hler%E2%80%93s_Medizinal-Pflanzen-076.jpg)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/b/bd/Indigofera\\_suffruticosa\\_-\\_K%C3%B6hler%E2%80%93s\\_Medizinal-Pflanzen-076.jpg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/b/bd/Indigofera_suffruticosa_-_K%C3%B6hler%E2%80%93s_Medizinal-Pflanzen-076.jpg)  
 By Franz Eugen Köhler, Köhler's Medizinal-Pflanzen (List of Koehler Images) [Public domain], via Wikimedia Commons.
- IX.38. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ARosette\\_Stra%C3%9Fburger\\_Dom\\_von\\_innen\\_2010.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3ARosette_Stra%C3%9Fburger_Dom_von_innen_2010.jpg).  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/7/76/Rosette\\_Stra%C3%9Fburger\\_Dom\\_von\\_innen\\_2010.jpg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/7/76/Rosette_Stra%C3%9Fburger_Dom_von_innen_2010.jpg)  
 Por H005 (Trabajo propio) [Public domain], undefined.
- IX.40. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AManifattura\\_romana%2C\\_coppa\\_di\\_licurgo%2C\\_IV\\_sec.%2C\\_vetro\\_colorato\\_intagliato\\_e\\_dorato\\_\(parti\\_metalliche\\_18-19mo\\_sec\).JPG](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AManifattura_romana%2C_coppa_di_licurgo%2C_IV_sec.%2C_vetro_colorato_intagliato_e_dorato_(parti_metalliche_18-19mo_sec).JPG)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/8/89/Manifattura\\_romana%2C\\_coppa\\_di\\_licurgo%2C\\_IV\\_sec.%2C\\_vetro\\_colorato\\_intagliato\\_e\\_dorato\\_%28parti\\_metalliche\\_18-19mo\\_sec%29.JPG](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/8/89/Manifattura_romana%2C_coppa_di_licurgo%2C_IV_sec.%2C_vetro_colorato_intagliato_e_dorato_%28parti_metalliche_18-19mo_sec%29.JPG). I,  
 Sailko [GFDL (<http://www.gnu.org/copyleft/fdl.html>) undefined CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0>)], undefined.
- IX.41. Rhetenor Blue Morpho - Two views of same specimen vista dorsal y ventral  
[http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AMorpho\\_rhetenor\\_rhetenor\\_MHNT.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AMorpho_rhetenor_rhetenor_MHNT.jpg)  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/c/c3/Morpho\\_rhetenor\\_rhetenor\\_MHNT.jpg](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/c/c3/Morpho_rhetenor_rhetenor_MHNT.jpg)  
 Por Didier Descouens (Trabajo propio) [CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0>)], undefined.