



Universidad
Nacional
de Córdoba



Introducción al Estudio de las Ciencias Químicas

Año 2020

El presente material de estudio ha sido elaborado
y revisado por el equipo docente de la asignatura

Introducción al Estudio de las Ciencias Químicas Año 2020

Personal docente

Coordinador general

Dr. Luis Eduardo OLCESE

Supervisores

Dr. Fernando Pablo COMETTO

Dr. Lucas Martín FARIGLIANO

Dra. Mónica Cristina GARCÍA

Dr. Leandro Julián GERBINO

Dra. Ana Laura PORTELA

Dr. Jesús Alberto VILA

Docentes Guía

Dra. Romina Soledad ALMIRÓN

Dra. Carolina ALOISIO

Mg. Ruth Carina ARRÚA

Dra. Victoria BENAVENTE LLORENTE

Dra. María Eugenia BERTOTTO

Dr. Gonzalo Luis BIA

Dra. María Cecilia BLANCO

Dra. Rocío BONANSEA

Farm. Agustina BONGIOANNI

Dra. Martha Inés BURGOS

Lic. Antonella Florencia CARRIZO

Lic. Ignacio José CHEVALLIER-BOUTELL

Bioq. Félix CONDAT

Farm. Antonella del Valle DAN CÓRDOBA

Lic. Franco Matías EROLES

Dr. Esteban Matías EUTI

Dr. Martin Sebastián FAILLACE

Dra. Elisa Gabriela HERRERA

Dra. Florencia GARCÍA MANZANO

Dra. Virginia LOBATTO

Dr. Martín LUDUEÑA

Lic. Florencia Emilse LURGO

Dr. Agustín MANGIAROTTI

Bioq. Constanza MARÍN

Lic. Fernando Ricardo PANTANO

Lic. Elba Nahir RUIZ PEREYRA

Lic. Mayra Florencia PEROTTI

Lic. Juana SALAS

Lic. Dafne SAPORITO

Dra. Vanesa Beatriz STERREN

Dra. Valeria Noemí SUELDO OCCELLO

Ing. Qca. Nadia Belén YSEA

Ayudantes Alumno

Sr. Martín Miguel ALONZO PÉREZ

Sr. Gonzalo Daniel BONEU

Srta. Sabrina de Lourdes DHOOGHE

Srta. Carmela Noé FELIPPA AMBORT

Srta. Rocío Jazmín MARTÍNEZ

Srta. María Florencia ROSSI

CRONOGRAMA DE ACTIVIDADES 2020

Lunes	Martes	Miércoles	Jueves	Viernes	Sábado
27/01	28/01	29/01	30/01	31/01	01/02
Conocimiento científico / La Materia	La Materia	La Materia Biología	Biología	Números reales	
			TP1: La materia		
03/02	04/02	05/02	06/02	07/02	08/02
Números reales	Números reales	Números reales	Relaciones y funciones	Relaciones y funciones	
TP2: Biología					
10/02	11/02	12/02	13/02	14/02	15/02
Relaciones y funciones	Medición	Medición	Medición	Repaso	Primer parcial
	TP3: Relaciones y funciones				
17/02	18/02	19/02	20/02	21/02	22/02
Ecuaciones	Ecuaciones	Ecuaciones / Naturaleza eléctrica	Naturaleza eléctrica	Lenguaje de la química	
				TP4	
24/02	25/02	26/02	27/02	28/03	29/03
Feriado de carnaval	Feriado de carnaval	Lenguaje de la química	Unidades en la química	Unidades en la química	
		TP4: Naturaleza eléctrica			
02/03	03/03	04/03	05/03	06/03	07/03
Gases	Gases / Estequiometría	Estequiometría	Estequiometría	Repaso	Segundo parcial
	TP5: Estequiometría y gases				
09/03	10/03	11/03	12/03	13/03	14/03
Recuperatorio regularidad		Recuperatorio promoción y primer examen final			Segundo examen final

Unidad 7 - Ecuaciones

Contenidos: Ecuaciones lineales o de primer grado con una incógnita. Ecuaciones cuadráticas o de segundo grado con una incógnita. Ecuaciones fraccionarias. Sistemas de Ecuaciones lineales.

Objetivo: Comprender cómo obtener la solución de un sistema de ecuaciones, tanto la resolución matemática en sí, como también cómo construir las ecuaciones a partir de un enunciado. Se revisarán los diferentes casos existentes de sistemas de ecuaciones.

Introducción

Una ecuación matemática es una “igualdad que contiene una o más incógnitas”. Dicho en otras palabras, es una expresión en la cual hay una variable cuyo valor es desconocido... ¡y el reto es conocerlo! Para ello estas ecuaciones pueden ser resueltas utilizando diferentes herramientas matemáticas, muchas de las cuales ya conocemos.

Quizás sin darnos cuenta a diario resolvemos ecuaciones matemáticas de forma intuitiva. Analicemos la siguiente “situación problemática doméstica”:

“El domingo al mediodía vendrán a almorzar seis personas más a mi casa, en la que vivimos ya cuatro personas. Tengo pensado cocinar fideos y cada paquete informa que rinde cuatro porciones. ¿Cuántos paquetes de fideos tendré que cocinar el domingo?”.

Seguramente usted ya conoce la respuesta... ¿Cómo lo hizo? Existen muchos caminos o pasos para solucionar el problema, pero todos implican la resolución de una ecuación.

A medida que avanzamos en el presente curso, en unidades temáticas anteriores ya hemos resuelto ecuaciones matemáticas con el fin de obtener el valor de alguna incógnita. Recordemos algunos ejercicios resueltos en las unidades de Números Reales, Relaciones y Funciones y La Materia.

Resolución de situaciones problemáticas

Quizás uno de los puntos cruciales en la resolución de una situación problemática que implique lidiar con una ecuación matemática, sea la correcta interpretación del problema y expresarlo adecuadamente en términos matemáticos. No existe una única forma de abordar un problema, pero podemos citar una serie de pasos alternativos que nos pueden ayudar a resolverlo:

1) Leer y analizar detenidamente el escenario del problema. Es importante leer el enunciado completo antes de empezar a conjeturar una posible solución.

- 2) Listar aquello que se conoce y se desconoce. De esta manera estamos reconociendo cuáles son los datos con los que contamos y cuál/es es/son nuestra incógnita/s.
- 3) Expresar los datos que se tienen en forma matemática considerando la relación existente entre ellos.
- 4) Asociar las variables y plantear una expresión matemática para resolver el problema.
- 5) Resolver la expresión matemática y analizar el resultado. Es importante realizar el análisis criterioso del resultado, pues éste debe ser consistente con lo que se pide en el enunciado del problema.

A continuación, se muestra un cuadro que muestra algunos ejemplos clásicos de cómo transformar un dato que se da en lenguaje coloquial en el enunciado de un problema a lenguaje simbólico o matemático que puede ser de utilidad en la resolución de los problemas que se plantearán a lo largo de este ciclo.

Lenguaje coloquial	Lenguaje simbólico
La suma de un número y su consecutivo	$x + (x + 1)$
Un número par	$2a$
La suma de tres números consecutivos	$x + (x + 1) + (x + 2)$
La mitad de un número	$\frac{1}{2}x \equiv \frac{x}{2}$
La cuarta parte de la diferencia entre dos números	$\frac{a - b}{4}$
El perímetro de un rectángulo	$2b + 2h$ ⁽¹⁾
El perímetro de un círculo	$\pi D = \pi 2r$ ⁽²⁾

⁽¹⁾ b : base, h : altura
⁽²⁾ D : diámetro, r : radio

Resolvamos el siguiente problema tratando de aplicar de alguna manera los pasos:

Problema:

En una obra vial se prolonga la extensión de una ruta. En una primera etapa se extiende la cuarta parte de lo previsto; en una segunda, la mitad de lo que falta y aún quedan por construir 15km. ¿Cuál es la extensión de la prolongación?

Resolución:

Si bien en este caso la incógnita es una distancia expresada en kilómetros, es decir x km, por una cuestión de simplicidad, en la resolución numérica del problema no se incluyen las unidades que dan sentido físico a la variable. Sin embargo, hay que tener en cuenta que siempre que el resultado numérico de un problema sea una magnitud, éste debe expresarse con su unidad correspondiente, tal como se vio en la unidad de Medición.

Luego de esta aclaración, leemos el texto e identificamos a la incógnita como la extensión total de la prolongación, la cual la llamamos x . La prolongación es realizada en etapas, las cuales son expresadas como fracciones de la longitud total prevista:

1° etapa: la cuarta parte de lo previsto, es decir $\frac{x}{4}$

2° etapa: la mitad de lo que falta. Dado que lo que falta equivale a $\left(x - \frac{x}{4}\right)$, la mitad de esto es

$$\frac{1}{2} \cdot \left(x - \frac{x}{4}\right)$$

3° etapa: 15 km.

Sabemos que la suma de lo que ya se construyó en cada etapa más lo que resta por construir es igual a la longitud total prevista de la prolongación, por lo tanto:

$$\frac{x}{4} + \left[\frac{1}{2} \cdot \left(x - \frac{x}{4}\right) \right] + 15 = x$$

Ahora estamos en condición de comenzar a resolver la ecuación que nos permitirá conocer longitud total prevista para la prolongación de la ruta.

$$\frac{x}{4} + \left[\frac{1}{2} \cdot \left(x - \frac{x}{4}\right) \right] + 15 = x$$

$$\frac{x}{4} + \left[\frac{1}{2} \cdot \left(\frac{3}{4} \cdot x\right) \right] + 15 = x$$

$$\frac{x}{4} + \left[\frac{3}{8} \cdot x \right] + 15 = x$$

$$\frac{5}{8} \cdot x + 15 = x$$

Aplicando propiedad uniforme obtenemos:

$$15 = x - \frac{5}{8} \cdot x$$

Resolviendo y aplicando nuevamente la propiedad uniforme arribamos a la solución del problema:

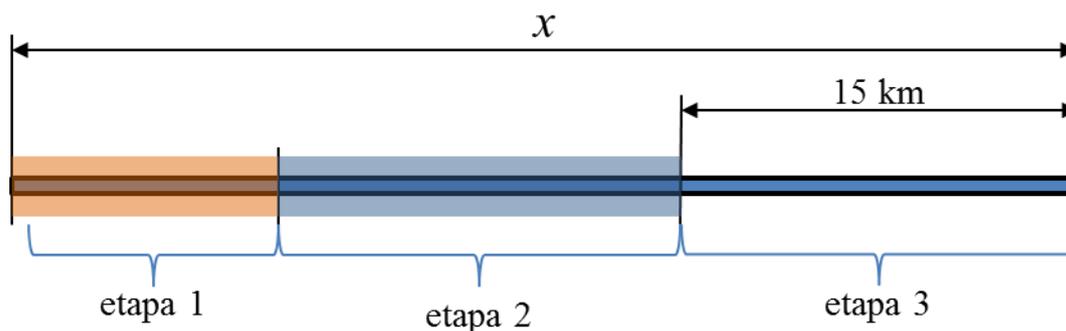
$$\frac{8 \cdot 15}{3} = x$$

$$40 = x$$

Note que, durante la resolución matemática, por comodidad, sólo hemos trabajado con números sin unidades y el resultado sólo es un número que carece de significado si no va acompañado con su respectiva unidad. Entonces la forma correcta de expresar la solución al problema es:

$$\text{Extensión de la prolongación} = x = 40 \text{ km}$$

En algunas ocasiones, para la resolución de una situación problemática, nos puede ayudar tratar de expresar de manera gráfica o esquemática los datos y la incógnita buscada. Si bien esto no siempre se puede hacer, en algunos casos puede ser de utilidad. Por ejemplo, para ayudarnos en la resolución del problema recién resuelto podríamos plantear un esquema del tipo:



$$\text{etapa 1} = \frac{x}{4}$$

$$\text{etapa 2} = \text{etapa 3} = 15 \text{ km}$$

$$\text{etapa 2} + \text{etapa 3} = 30 \text{ km}$$

$$\text{etapa 1} + \text{etapa 2} + \text{etapa 3} = x$$

entonces:

$$\frac{x}{4} + 30 = x$$

Resolviendo esta expresión llegaremos al mismo resultado que al que arribamos en la resolución mostrada anteriormente. Aquí queda también demostrado que no necesariamente existe un solo camino para resolver una ecuación, y que siguiendo diferentes razonamientos podemos arribar a "ecuaciones equivalentes", es decir que poseen la misma solución.

A la hora de resolver ecuaciones debemos tener en cuenta que muchas veces, cuando operamos para despejar una variable, podemos perder información. Por eso debemos estar atentos a las operaciones que realizamos, como se ejemplifica en el siguiente caso:

Calcule el valor de x .

$$\log(x^2) = 2$$

Podemos seguir diferentes caminos para resolver esta ecuación, por ejemplo, utilizando la definición de logaritmo de la siguiente manera:

$$\begin{aligned}\log(x^2) &= 2 \\ 10^2 &= x^2 \\ 100 &= x^2 \\ \pm\sqrt{100} &= x \\ \pm 10 &= x\end{aligned}$$

Un camino alternativo sería utilizar una de las propiedades de logaritmo como se muestra a continuación:

$$\begin{aligned}\log(x^2) &= 2 \\ 2\log(x) &= 2 \\ \log(x) &= 1 \\ 10 &= x\end{aligned}$$

Note que no hemos llegado estrictamente al mismo resultado, pues en éste último x no puede valer -10 . Esto se debe a que al realizar el primer paso en el despeje de la variable debemos asumir que x es mayor que cero, pues como bien se sabe, el logaritmo de un número negativo no está definido en el conjunto de los números reales. Entonces, al asumir esta condición, estamos “perdiendo” información y posibles resultados.

También vale la pena mencionar que existe una sutil diferencia entre resolver una ecuación (o sistema de ecuaciones) y resolver un problema. Esta diferencia radica en la interpretación de los resultados. Si bien los mecanismos de resolución pueden ser los mismos la situación problemática viste de sentido físico al resultado numérico de la ecuación resuelta. Veamos la comparación entre los siguientes ejemplos simples.

Ejemplo 1: Resuelva la siguiente ecuación:

$$x^2 = 16$$

Resolución:

$$\begin{aligned}x &= \pm\sqrt{16} \\ x &= \pm 4\end{aligned}$$

Entonces el resultado de la ecuación es ± 4 .

Ejemplo 2: Resuelva el siguiente problema:

El área de un cuadrado es de 16 m^2 . Calcule la longitud de uno de sus lados.

Sabemos que el área de un cuadrado es lado al cuadrado, por lo que el mecanismo de resolución matemática es exactamente el mismo que en el ejemplo anterior, pero la solución del problema será distinta, pues el valor de la longitud del lado de un cuadrado debe ser un número positivo; un valor negativo carece de sentido físico.

Entonces la solución del problema es longitud = 4 m.

► Actividad 1

Analice los siguientes enunciados y plantee las ecuaciones que le permitan arribar a la solución:

- 1) Dos personas tienen 27 y 15 años de edad. ¿Cuántos años deben transcurrir para que la edad de la mayor sea cuatro tercios de la edad de la menor?
- 2) La suma de un número y el triplo de su opuesto es -18 . Calcúlelo.
- 3) Considerando que un número entero n es par si y sólo si existe un número entero k tal que $n=2k$, halle tres números enteros, pares, consecutivos, cuya suma es igual a 30.
- 4) Averigüe un número de cuatro cifras sabiendo que la suma de ellas es 13, que la cifra de las unidades de mil es cuádruplo de la de las decenas, que la cifra de las centenas es el triplo de la de las unidades, y que la de las decenas es la mitad de la de las unidades.
- 5) En un triángulo isósceles el lado desigual es $\frac{2}{3}$ de uno de los congruentes. Sabiendo que el perímetro es 4,8 cm, calcule las medidas de los lados.
- 6) En un cuadrilátero $ABCD$, el ángulo $\hat{A}BC$ es la mitad del $\hat{B}CD$, el $\hat{D}AB$ es el triple del $\hat{A}BC$ y el ángulo $\hat{C}DA$ es igual al $\hat{D}AB$. Calcule el valor de cada ángulo.
- 7) El perímetro de una circunferencia es superado en 31,4 cm por otra cuyo radio mide 15 cm. Calcule el diámetro de la primera.
- 8) La diferencia de las áreas de dos círculos es $392,5 \text{ cm}^2$ y la diferencia entre los respectivos radios es 5 cm, calcule dichos radios.
- 9) Averigüe en cuanto tiempo se encuentran dos personas, si una se moviliza a 21 km h^{-1} y la otra a 18 km h^{-1} en sentido contrario, y parten de dos sitios ubicados a 52 km de distancia uno de otro.
- 10) Halle el valor de los ángulos agudos de un triángulo rectángulo si la diferencia entre ambos es $\frac{\pi}{10}$ (equivalente a 18°).

Sistema de ecuaciones

Cuando se relacionan entre sí dos ecuaciones con dos incógnitas cada una, se dice que forman un sistema de ecuaciones. En este apartado abordaremos específicamente un *sistema de dos ecuaciones de primer grado con dos incógnitas* (en las ecuaciones de primer grado u orden 1, el

exponente de las variables es 1 y no hay multiplicaciones ni divisiones entre variables, éstas se relacionan entre sí sólo a través de sumas y restas). La solución de estos sistemas de ecuaciones es la intersección de los conjuntos solución de las ecuaciones individuales que lo forman. La intersección de estos conjuntos puede ser:

- Un número finito de pares ordenados $(x; y)$ satisfacen las dos ecuaciones (en el caso de un sistema de ecuaciones de primer grado con dos incógnitas, existe un único par). En este caso el sistema es **compatible o determinado**.
- El conjunto vacío, o sea que ningún par ordenado satisface a ambas ecuaciones. En este caso el sistema es **incompatible**.
- Un conjunto infinito, esto es: existen infinitos pares ordenados que satisfacen ambas ecuaciones simultáneamente. En este caso el sistema es **indeterminado**.

Resolución de sistemas de ecuaciones de primer grado con dos incógnitas

Existen distintos métodos analíticos para resolver sistemas de ecuaciones. Los métodos analíticos más intuitivos y utilizados en la resolución de ejercicios son quizá los métodos de igualación y sustitución. En ellos se opera utilizando las propiedades de los números reales estudiadas en la unidad número de Números Reales. Además, empleando las herramientas aprendidas en Funciones Lineales, estos sistemas pueden ser resueltos gráficamente. A continuación, se resolverán distintos tipos de sistemas de ecuaciones utilizando estos métodos.

Estos métodos de resolución de sistemas de ecuaciones pueden ser utilizados sistemáticamente para resolver sistemas compuestos por más de dos ecuaciones con más de dos variables. La condición para que un sistema de ecuaciones pueda ser resuelto es que debe estar compuesto por tantas ecuaciones como incógnitas; es decir se pueden resolver sistemas de n ecuaciones con n incógnitas.

Método de resolución por igualación

Resolvamos el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\begin{cases} x - y = 4 \\ x + y = 10 \end{cases}$$

El método de resolución por igualación consiste en, inicialmente, despejar en ambas ecuaciones la misma variable. Por ejemplo, utilizando la propiedad uniforme, despejemos la variable x :

$$\begin{cases} x = 4 + y \\ x = 10 - y \end{cases}$$

A partir de estas nuevas ecuaciones y aplicando la propiedad transitiva podemos plantear una nueva ecuación donde hay sólo una incógnita:

$$4 + y = 10 - y$$

Aplicando ahora nuevamente la propiedad uniforme despejamos el valor de la variable y :

$$y = 3$$

Ahora ya sabemos el valor de y que satisface a ambas ecuaciones. Sólo nos resta calcular cuál es el valor de x . Para ello sólo debemos reemplazar en cualquiera de las ecuaciones originales la variable y por el valor hallado y despejar x .

$$x - y = 4$$

$$x - 3 = 4$$

$$x = 7$$

Si la resolución es correcta el par ordenado $(x; y)$ debe satisfacer a ambas ecuaciones.

$$x + y = 10$$

$$7 + 3 = 10$$

Una vez comprobado esto podemos concluir que el par ordenado $(7; 3)$ es solución del sistema de ecuaciones. Este sistema de ecuaciones posee un único par ordenado que satisface a ambas ecuaciones, por lo que es un sistema compatible o determinado.

Método de resolución por sustitución

Resolvamos ahora el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\begin{cases} y - x = x \\ x - y = -2 \end{cases}$$

El método de resolución por sustitución consiste en, inicialmente, despejar una variable en una de las ecuaciones. Por ejemplo, utilizando la propiedad uniforme, despejemos la variable y de la primera ecuación:

$$y = x + x = 2x$$

Ahora reemplazamos este valor de y en función de x hallado, en la segunda ecuación del sistema:

$$x - 2x = -2$$

$$-x = -2$$

$$x = 2$$

Así arribamos al valor de una de las variables. Reemplazando esta variable por su valor en cualquiera de las ecuaciones originales y despejando obtendremos el valor de la variable faltante para completar el par ordenado solución del sistema.

$$\begin{aligned}y - x &= x \\y - 2 &= 2 \\y &= 4\end{aligned}$$

El par ordenado solución del sistema de ecuaciones es entonces (2; 4). Como ya se mencionó, a modo de herramienta de control, el par ordenado debe satisfacer ambas ecuaciones. En el último paso comprobamos que cumple con la primera de las ecuaciones, por lo que sólo resta comprobar que cumpla con la segunda:

$$\begin{aligned}x - y &= -2 \\2 - 4 &= -2\end{aligned}$$

Cabe destacar que en ambos ejemplos logramos llegar a un par ordenado que satisface a ambas ecuaciones, por lo que estos sistemas son **compatibles o determinados**.

Método de resolución gráfico

Si analizamos individualmente cada una de las ecuaciones que componen los sistemas mostrados anteriormente como ejemplo observamos que existen infinitos pares ordenados $(x; y)$ que los satisfacen. Si graficáramos esos puntos en un sistema de ejes cartesianos, ¿qué obtendríamos? Tomemos como ejemplo el primer sistema de ecuaciones analizado:

$$\begin{cases} x - y = 4 \\ x + y = 10 \end{cases}$$

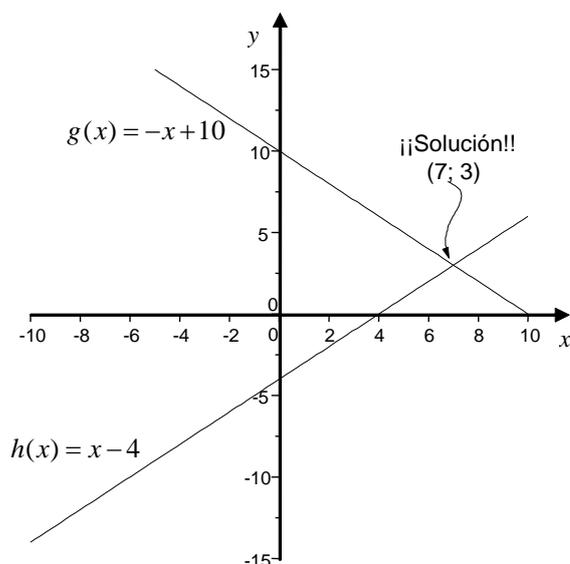
Reordenando las expresiones:

$$\begin{cases} y = x - 4 \\ y = -x + 10 \end{cases}$$

Ambas expresiones representan la ecuación de una recta, como se vio en Función Lineal, por lo que pueden expresarse como funciones que podemos graficar. Definamos entonces las dos funciones lineales que componen nuestro sistema:

$$\begin{aligned}h(x) &= x - 4 \\g(x) &= -x + 10\end{aligned}$$

Como se indicó anteriormente la solución de estos sistemas de ecuaciones es la intersección de los conjuntos solución de las ecuaciones individuales que lo forman. Gráficamente, la solución que satisface al sistema está dada por las coordenadas del punto intersección entre los dos conjuntos de pares de valores que satisfacen cada ecuación lineal, es decir, el punto de intersección entre las rectas.



Solución: $R \cap S = \{(7;3)\}$

En función de lo descrito en Funciones Lineales, ¿cuántas rectas pueden pasar por un mismo punto? Teniendo en cuenta esto le proponemos que resuelva analítica y gráficamente y que analice los resultados de la siguiente actividad.

► Actividad 2

Resuelva analítica y gráficamente el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\begin{cases} x + y = 4 \\ x - y = 3 \\ -2x + y = -\frac{13}{2} \end{cases}$$

¿Son estrictamente necesarias todas las ecuaciones para resolver el sistema?

¿Cuántas ecuaciones que satisfagan al par ordenado que es solución de este sistema existen?

Tipos de sistemas de ecuaciones

Sistema incompatible

Intentemos resolver el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\begin{cases} x - 2y = 8 \\ 3x - 6y = 12 \end{cases}$$

Operando en ambas ecuaciones para utilizar el método de resolución por igualación:

$$\begin{aligned}x - 2y &= 8 \\x &= 8 + 2y\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}3x - 6y &= 12 \\3x &= 12 + 6y \\x &= 4 + 2y\end{aligned}$$

Ahora, igualando las expresiones y operando:

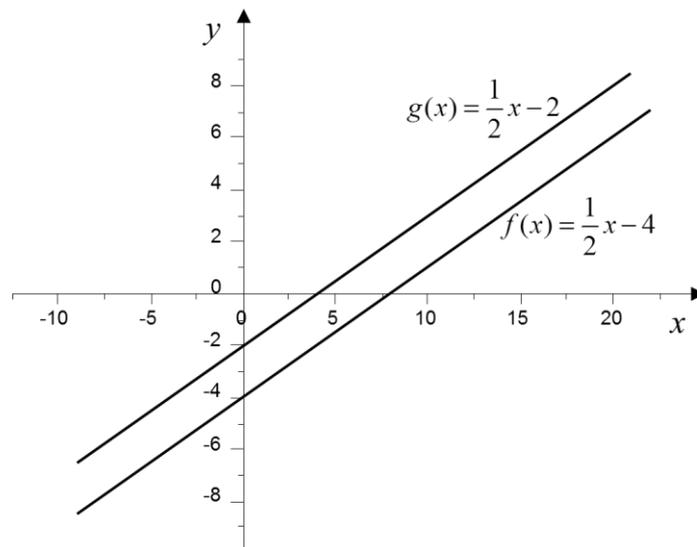
$$\begin{aligned}8 + 2y &= 4 + 2y \\8 - 4 &= 2y - 2y \\4 &= (2 - 2)y \\4 &= 0 \cdot y\end{aligned}$$

Como podemos observar, luego de operar llegamos a una expresión que no se puede cumplir, ya que no existe un número que multiplicado por cero de cuatro. En este caso, entonces no habrá ningún par ordenado que satisfaga a ambas ecuaciones; estamos frente a un caso de un sistema de ecuaciones incompatibles.

Resolviendo este mismo ejemplo de manera gráfica nos ayudará a comprender este tipo de sistemas.

Podemos operar sobre las ecuaciones para transformarlas en expresiones más familiares para poder luego graficarlas en un sistema de ejes cartesianos como funciones lineales:

$$\begin{cases}y = \frac{1}{2}x - 4 \\y = \frac{1}{2}x - 2\end{cases}$$



En el gráfico podemos observar que las rectas no se cruzan nunca, son paralelas, pues tienen la misma pendiente, por lo que no existe un par ordenado (un punto en el gráfico) que pertenezca al mismo tiempo a ambas rectas. La solución del sistema es la intersección de las rectas, que en este caso es un conjunto vacío. Decimos entonces que este sistema de ecuaciones es incompatible.

Sistema indeterminado

Intentemos resolver ahora el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\begin{cases} 2x - y = -4 \\ -6x + 3y = 12 \end{cases}$$

Utilicemos el método de resolución por sustitución. Despejando x de la primera expresión:

$$\begin{aligned} 2x - y &= -4 \\ 2x &= y - 4 \\ x &= \frac{1}{2}y - 2 \end{aligned}$$

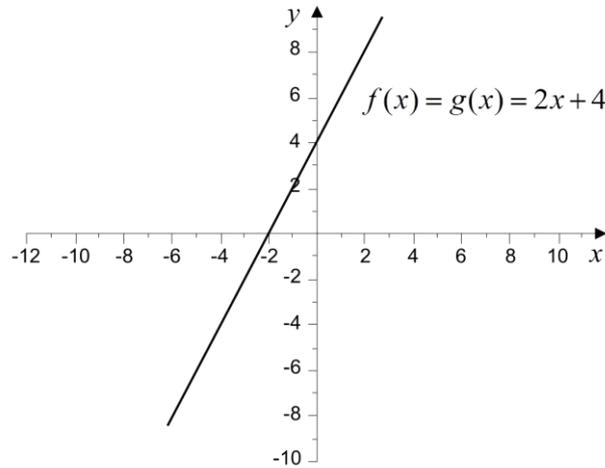
Ahora reemplacemos esta expresión en la segunda ecuación y calculemos el valor de y .

$$\begin{aligned} -6x + 3y &= 12 \\ -6 \cdot \left(\frac{1}{2}y - 2 \right) + 3y &= 12 \\ -3y + 12 + 3y &= 12 \\ 0 \cdot y &= 0 \end{aligned}$$

Llegamos a una expresión en la que igualdad es satisfecha independientemente del valor que y adopte. Esto indica que no habrá un único par ordenado que satisfaga el sistema de ecuaciones, por el contrario, habrá infinitos.

Analicemos este ejemplo gráficamente. Operando sobre las ecuaciones las expresamos de manera que podamos graficarlas en un sistema de ejes cartesianos como funciones lineales:

$$\begin{cases} 2x - y = -4 \\ -6x + 3y = 12 \end{cases} \text{ es equivalente a } \begin{cases} y = 2x + 4 \\ y = 2x + 4 \end{cases}$$



Las rectas para ambas ecuaciones son coincidentes, por lo tanto, hay infinitos pares que satisfacen a ambas ecuaciones. La intersección de las rectas es el conjunto de esos infinitos pares, por lo que el sistema es indeterminado.

Resuelva los siguientes sistemas de ecuaciones propuestos utilizando los diferentes métodos presentados.

► **Actividad 3**

Resuelva los siguientes sistemas de ecuaciones:

$$1) \begin{cases} 3x + y = 2 \\ 2x - y = 3 \end{cases}$$

$$2) \begin{cases} \frac{x}{2} + \frac{y}{3} = 5 \\ 3x - 2y = 0 \end{cases}$$

$$3) \begin{cases} -\frac{2}{3}x + \frac{1}{5}y = -1 \\ -x + 2y = 7 \end{cases}$$

$$4) \begin{cases} x + y = 0 \\ x + y = 3 \end{cases}$$

$$5) \begin{cases} 5x - 6y = 6 \\ x + 3y = 0 \end{cases}$$

$$6) \begin{cases} x + 2 = y \\ x + y = -3 \end{cases}$$

Sistemas de n ecuaciones con n incógnitas

Como se mencionó con anterioridad utilizando los métodos de resolución analítica descriptos es posible resolver sistemas de n ecuaciones con n incógnitas. El mecanismo consiste en ir “eliminando” variables por sustitución o eliminación hasta llegar a una expresión en función de sólo una variable para obtener el primer valor numérico. Una vez obtenido este valor, se lo

reemplaza en las ecuaciones originales convirtiéndose el sistema en un sistema de $(n-1)$ ecuaciones con $(n-1)$ incógnitas. Veamos el siguiente ejemplo resuelto.

Resolver el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\begin{cases} x + y - z = 1 \\ 3x + 2y + z = 1 \\ 5x + 3y + 4z = 2 \end{cases}$$

Llamemos (a), (b) y (c) a la primera, segunda y tercera ecuación del sistema, respectivamente. Utilizando el método de resolución por sustitución, de (a) tenemos que:

$$x = 1 + z - y$$

Reemplazando esta expresión para x en las ecuaciones (b) y (c) nos quedan dos ecuaciones en función de dos variables, z e y , las cuales pueden ser resueltas como lo hicimos hasta ahora.

$$\begin{cases} 3(1 + z - y) + 2y + z = 1 \\ 5(1 + z - y) + 3y + 4z = 2 \end{cases} \equiv \begin{cases} 4z - y = -2 \\ 9z - 2y = -3 \end{cases}$$

Llamemos (d) y (e) a la primera y segunda ecuación del nuevo sistema, respectivamente. Despejando y de (d):

$$y = 4z + 2$$

y reemplazando y resolviendo en (e):

$$\begin{aligned} 9z - 2(4z + 2) &= -3 \\ z &= 1 \end{aligned}$$

Habiendo obtenido el valor de z , se lo puede reemplazar en (d) o en (e) para obtener el valor correspondiente a y .

$$\begin{aligned} 4(1) - y &= -2 \\ y &= 6 \end{aligned}$$

Ya con los valores de z e y podemos volver a la ecuación (a) y reemplazar para calcular el valor de x .

$$\begin{aligned} x + 6 - 1 &= 1 \\ x &= -4 \end{aligned}$$

En la siguiente actividad se proponen algunos sistemas de n ecuaciones con n incógnitas para ser resueltos.

► Actividad 4

Resuelva los siguientes sistemas de ecuaciones:

$$1) \begin{cases} x + y + z = 1 \\ 2x - 3y + 5z = -6 \\ 3x + y - 5z = 6 \end{cases}$$

$$2) \begin{cases} a - b + c = 4 \\ 3a - 5b + 2c = 16 \\ 5a + 4b - 3c = 2 \end{cases}$$

$$3) \begin{cases} 2x + y - z = 2 \\ x - 2y + z = 0 \\ 2x + 3y - 4z = -4 \end{cases}$$

Resolución de situaciones problemáticas

Como ya se mencionó anteriormente, la resolución de situaciones problemáticas implica la comprensión de un enunciado y la capacidad de transformar los datos consignados de manera coloquial a lenguaje simbólico o matemático. En definitiva, debemos ser capaces de construir el sistema de ecuaciones representativo del problema para poder resolverlo aplicando cualquiera de los métodos que ya conocemos.

Tratemos de resolver este primer problema juntos. Lo primero es tratar de comprender el texto y luego asociar las distintas variables en un sistema de ecuaciones de tal forma que nos permita arribar a la solución deseada.

Problema: Una de las hijas de una familia dice que tiene tantos hermanos como hermanas, y uno de sus hermanos dice que tiene el doble de hermanas que de hermanos. ¿Cuántos hijos de cada sexo tiene la familia?

Resolución: Llamemos v al número de varones y m al de mujeres. En este sistema, las variables v y m representan a las incógnitas que plantea como interrogante el enunciado.

La primera de las ecuaciones viene dada por lo que dice una de las hijas de la familia: "...dice que tiene tantos hermanos como hermanas...". Entonces el número de mujeres será igual al número de varones más uno (teniendo en cuenta a la mujer que aporta el dato). Esto es:

$$m = v + 1$$

La segunda ecuación viene dada por lo que aporta un de los hijos: "...dice que tiene el doble de hermanas que de hermanos". Entonces el número de mujeres será dos veces el número de varones menos uno (descontando al hermano que aporta el dato y no se cuenta). Esto es:

$$m = 2(v - 1)$$

Teniendo expresadas las dos ecuaciones que definen nuestro sistema estamos en condiciones de empezar a resolver matemáticamente.

$$\begin{cases} v + 1 = m \\ 2(v - 1) = m \end{cases}$$

Utilizando cualquiera de los métodos de resolución podremos arribar a la solución.

Lo importante ahora es asociar un significado a cada solución.

Para que esto sea realmente resuelto lo invitamos a reflexionar acerca de las siguientes preguntas:

¿Cuál es el significado real de cada variable m y v ?

Si analizamos la representación gráfica de las dos ecuaciones lineales, ¿Se podrá encontrar la misma solución?

Justifique la falta de validez de la siguiente **supuesta** solución: $(m; v) = (-3; 2)$.

Para que Usted ingrese al maravilloso mundo de construir sus propios enunciados, le proponemos que modifique el enunciado de tal manera que la solución sea: 4 mujeres y 2 varones.

Los problemas que se muestran a continuación requieren para su resolución la construcción de sistemas de ecuaciones. Resuélvalos teniendo en cuenta las recomendaciones brindadas. Realice la comprobación del resultado reemplazando en las ecuaciones originales las variables por los valores del par ordenado solución obtenido. Analice criteriosamente la validez de los resultados respecto del enunciado planteado.

► Actividad 5

- 1) Averigüe un número de dos cifras sabiendo que la cifra de las decenas supera en 6 a la de las unidades y ésta es la cuarta parte de la cifra de las decenas.

- 2) Calcule las edades de dos hermanos sabiendo que la razón de las mismas es $\frac{4}{5}$ y dentro de 6 años será $\frac{6}{7}$.
- 3) Encuentre dos números tales que su diferencia es $\frac{7}{5}$ y su razón $-\frac{2}{5}$.
- 4) Halle la base y la altura de un rectángulo sabiendo que, si se aumenta en 5 unidades la base y se disminuye en 1 la altura, el área no varía y la base inicial supera a la altura inicial en 4 unidades.
- 5) Halle el área de un cuadrado sabiendo que el lado se incrementa en 2 unidades, su área se incrementa en 36.
- 6) La presión de un gas A es cinco veces la de otro B, y sumadas dan 24 atm. ¿Cuál es la presión de cada gas?
- 7) A cierta velocidad se puede realizar el tramo de un camino en tres horas. Incrementando la velocidad en 20 km h^{-1} , retorné en dos horas. ¿Cuántos kilómetros recorrí en total?
- 8) Un capitán del ejército congoleño quiso formar en cuadro al regimiento en el patio del cuartel. Ensayó hacerlo de dos maneras diferentes, pero en el primer intento le sobraron 39 soldados. Al agregar un soldado más en cada fila le faltaron 50. ¿De cuántos hombres se componía el regimiento? La formación en cuadro consiste en colocar la misma cantidad de soldados en cada fila, tanto en el sentido frontal como en el lateral.
- 9) El área de un rectángulo es 4 m^2 . Calcule las dimensiones del rectángulo sabiendo que, si a la longitud de la base la incrementamos en 1 m y a la altura la disminuimos en 2 m, el área del nuevo rectángulo sigue siendo 4 m^2 .
- 10) Los grados Celsius y Fahrenheit están relacionados por la ecuación $^{\circ}\text{C} = \frac{5}{9} (^{\circ}\text{F} - 32)$. ¿Qué temperatura hay, si la misma medida en grados Celsius es la mitad que medida en grados Fahrenheit?
- 11) Un automovilista salió de Villa Médanos rumbo a Pampa Seca, recorriendo durante la primera hora el 30% del trayecto; durante los 60 minutos siguientes cubrió las dos séptimas partes del camino, tras lo cual se detuvo y preguntó a una persona que por allí pasaba, cuánto le faltaba aún para llegar a Pampa Seca. La respuesta que recibió fue 58 km. ¿Cuál es la distancia entre las dos localidades?
- 12) Para comprobar si su hijo Hernán estudiaba sus lecciones de álgebra, el Sr. Fernández le dijo una noche que le daría \$8 por cada problema que resolviera acertadamente de los deberes que le daba el profesor, y que deduciría \$5 por cada problema mal resuelto. Esa semana los problemas fueron 26. El sábado, el Sr. Fernández le preguntó a su hijo cuánto dinero debía darle, Hernán respondió: “Nada papá, estamos a mano”. ¿Cuántos problemas resolvió correctamente y en cuántos se equivocó?
- 13) Un químico mide los volúmenes de cinco muestras. El promedio de esos volúmenes es 6 mL, y si se toman sólo las primeras cuatro muestras el promedio da 7 mL. ¿Cuál es el volumen de la muestra restante?
- 14) La Sra. Villar envió a su hija al supermercado a comprar algunas cosas, dándole \$20. Cuando Melisa regreso, le devolvió a su mamá \$1 y a las preguntas de ésta sobre los gastos, la pequeña respondió: “El queso me costó \$5 menos que la lata de atún y \$4 más que la harina” ¿Cuánto pagó Melisa por el queso, la harina y la lata de atún?

15) Marta de Sánchez es una señora amante de todo lo que sea ingenio. El otro día sus amigas trataban de hacer que confiese la edad, mientras tomaban el té en casa de Angélica. Advertida de la maniobra, la Sra. de Sánchez, dijo: “Me doy cuenta de que quieren que les confiese mi edad; no tengo inconvenientes, pero para que les cueste un poco, les aclaro que mi edad sumada a las de mis dos hijos totaliza 60. Mi hijo mayor tiene dos veces la edad de su hermano, y yo tengo cuatro veces la suma de las edades de ellos”. La dueña de la casa, luego de pensar unos instantes, dijo: “Ya sé que edad tenés...” ¿Cuál fue la respuesta de Angélica?

Sistemas de ecuaciones mixtos

Cuando al menos una de las incógnitas en las ecuaciones del sistema presenta un grado mayor a uno, decimos que el sistema es de tipo mixto. Consideremos ahora el siguiente ejemplo:

$$\begin{cases} x + 2y = 1 \\ x^2 + y^2 = 2 \end{cases}$$

Resolvamos este sistema por sustitución:

Aplicando la propiedad uniforme a la primera ecuación obtenemos la expresión de x en función de y :

$$x = 1 - 2y$$

Reemplazamos x en la segunda:

$$\begin{aligned} (1 - 2y)^2 + y^2 &= 2 \\ 1 - 4y + 4y^2 + y^2 &= 2 \\ 5y^2 - 4y - 1 &= 0 \end{aligned}$$

En este punto llegamos a una situación en donde tenemos una expresión cuadrática igualada a cero. Cuando se estudió función cuadrática se desarrolló el método de resolución de estas expresiones. Repase además cómo resolvió el problema 10 de la actividad anterior. Resolviendo entonces esta de segundo grado en y :

$$\begin{aligned} y_1 &= 1 \\ y_2 &= -\frac{1}{5} \end{aligned}$$

Por sustitución de los valores de y en la primera ecuación, se obtienen dos pares ordenados que son solución del sistema:

$$\text{solución } 1: (-1; 1)$$

$$\text{solución } 2: \left(\frac{7}{5}; -\frac{1}{5}\right)$$

Note que en los sistemas de dos ecuaciones de primer grado se obtenía como solución solo un par ordenado, que gráficamente representaba el punto intersección de las rectas definidas por cada ecuación; este sistema posee dos pares ordenados solución.

Realicemos ahora la representación gráfica de las relaciones asociadas al sistema y encontremos las intersecciones. Para facilitar la representación gráfica podemos reacomodar las expresiones despejando y para que quede en función de x .

La primera ecuación adopta la siguiente forma:

$$y = -\frac{1}{2}x + \frac{1}{2}$$

Esta es una expresión familiar, ya que es la ecuación de una recta. Veamos qué sucede con la segunda:

$$x^2 + y^2 = 2$$

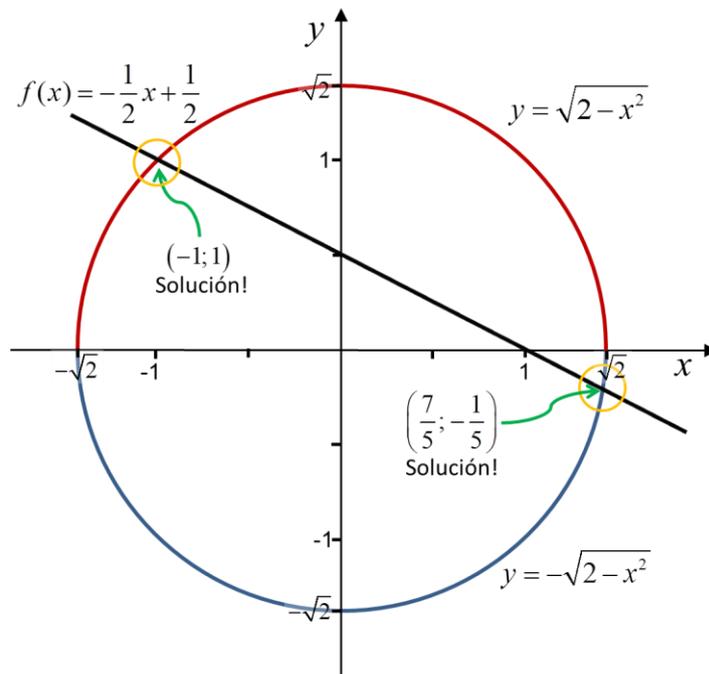
$$y^2 = 2 - x^2$$

$$\pm y = \sqrt{2 - x^2}$$

$$y = \pm\sqrt{2 - x^2}$$

Al realizar el segundo paso en el despeje recuerde lo aprendido en propiedades de la radicación en \mathbb{R} . Note que, para un mismo valor de x , y tomará el mismo valor absoluto, pero con distinto signo. ¿Será entonces esta relación una función? Para responder esta pregunta usted puede repasar el concepto de función.

Entonces la representación gráfica de estas ecuaciones es la siguiente:



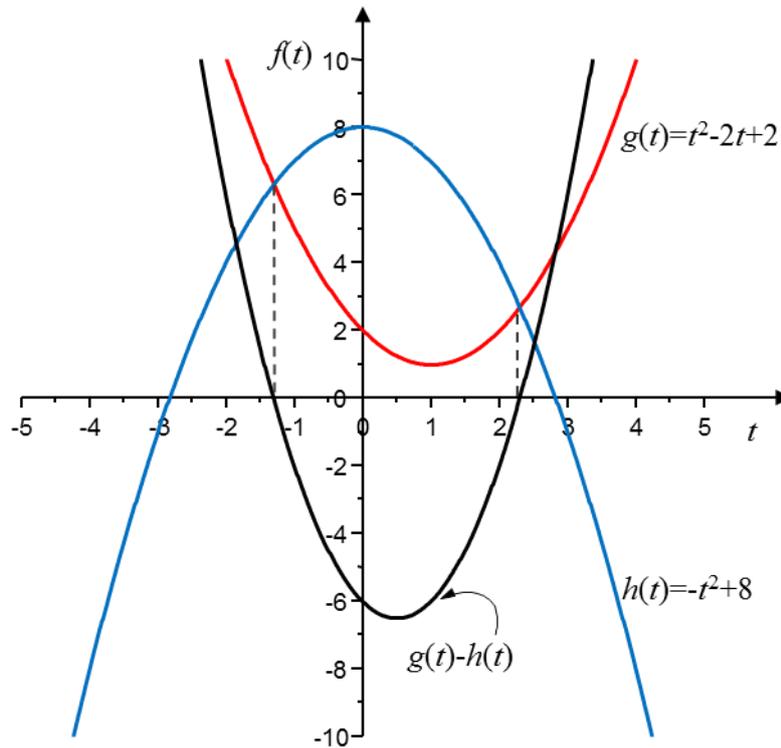
Podemos ver que la representación gráfica de la segunda ecuación es una circunferencia de radio $r = \sqrt{2}$, formada por la suma de dos semicircunferencias de valores positivos y negativos de y . La recta definida por la función lineal corta a la circunferencia en dos puntos, los cuales corresponden a los pares ordenados solución del sistema.

Analicemos ahora sistema de ecuaciones del siguiente ejemplo:

$$\begin{cases} -t^2 - y = -8 \\ -t^2 + y = -2t + 2 \end{cases}$$

Veamos la representación de las dos funciones cuadráticas e incluiremos la representación función que resulta de restar ambas funciones. Entonces tenemos:

$$\begin{aligned} h(t) &= -t^2 + 8 \\ g(t) &= t^2 - 2t + 2 \\ g(t) - h(t) &= 2t^2 - 2t - 6 \end{aligned}$$



¿Qué significado puede Ud. encontrar en el hecho de que la función $g(t)-h(t)$ presente como raíces las abscisas de los puntos de intersección entre las dos parábolas?

Un sistema de ecuaciones mixto no necesariamente está formado por ecuaciones de primer y segundo grado. Por el contrario, pueden estar presentes todo tipo de relación matemática, como se ejemplifica a continuación:

Resolvamos el siguiente sistema de ecuaciones mixto.

$$\begin{cases} \log_x(y) = 2 \\ y - 2x = 3 \end{cases}$$

Por definición de logaritmo a partir de la primera ecuación llegamos a la siguiente expresión:

$$x^2 = y$$

Reemplazando en la segunda ecuación y reordenando:

$$0 = -x^2 + 2x + 3$$

Resolviendo esta ecuación de segundo grado en x obtenemos:

$$x_1 = -1$$

$$x_2 = 3$$

Para calcular el valor de y sólo nos resta reemplazar los valores de x en las ecuaciones originales. Note que la incógnita x es la base de un logaritmo, por lo que ésta no puede tomar valores negativos ni cero. Por esta razón sólo será tomado como válido el valor de x_2 :

$$\log_3(y) = 2$$

$$3^2 = y$$

$$9 = y$$

Una vez que hayamos corroborado los valores obtenidos en las ecuaciones originales estaremos en condiciones de decir que el par ordenado solución del problema es $(3; 9)$.

A continuación, encontrará diversos sistemas de ecuaciones mixtos. Resuélvalos y compruebe en cada caso las soluciones encontradas.

► Actividad 6

Resuelva los siguientes sistemas. Es importante notar que obtener un resultado numérico no basta para afirmar que el sistema tenga solución. Siempre debe verificarse que esa solución resuelva las ecuaciones iniciales de una forma válida.

$$1) \begin{cases} y + x^2 = 2x \\ x - y = 6 \end{cases}$$

$$2) \begin{cases} x + y = 2 - (x + y) \\ (x - y)(x + y) = y^2 \end{cases}$$

$$3) \begin{cases} (x + y)^2 = y(y + 2x) + 4 \\ x^2 - y^2 = 4 \end{cases}$$

$$4) \begin{cases} x^2 + y - 3 = -2 \\ 2x - 3y = 4 \end{cases}$$

$$5) \begin{cases} \log_2(x^2 + y) = 3 \\ 10^{(x+y)} = 1 \end{cases}$$

$$6) \begin{cases} 3^t \cdot 3^v = 9 \\ t \cdot v = 55^{(1-\frac{2}{4} \cdot 2)} \end{cases}$$

$$7) \begin{cases} \log_{10}(x-1) = 0 \\ \frac{x}{y} = y \end{cases}$$

Inecuaciones

Hasta el momento hemos resuelto situaciones en las que trabajamos con igualdades, es decir expresiones matemáticas (en algunos casos, enunciado de por medio) en donde dos partes de esta expresión se relacionan con un signo “igual”. Sin embargo, muchas veces nos encontraremos con situaciones problemáticas cuya solución no es una igualdad o resultado numérico único, sino más bien un conjunto de valores que se hallan acotados por ciertas condiciones. Estas condiciones son por lo general un “mayor a” y/o “menor a”. La expresión matemática simbólica de este tipo de problemas se denomina inecuación y su resolución está íntimamente relacionada con el tema Relación de Orden en R, en la unidad temática de Números Reales. Veamos algunos ejemplos resueltos.

Ejemplo 1:

Resolver la siguiente inecuación:

$$2(x+1) - 3 < x - 7$$

La forma de resolver esta inecuación es empleando las mismas herramientas que utilizamos para la resolución de ecuaciones, con el cuidado necesario de algunos casos puntuales, como veremos a continuación. Entonces los pasos para resolver esta inecuación podrían ser los siguientes:

- i) $2(x+1) - 3 < x - 7$
- ii) $2x + 2 - 3 + 7 < x$
- iii) $6 < -x$
- iv) $-6 > x$

Note que en el último paso de la resolución de la inecuación se utilizó la propiedad uniforme multiplicando ambos lados de la desigualdad por -1 . Al hacerlo se cambia el signo por su opuesto, es decir que en este caso cambia de menor a mayor. El resultado de esta inecuación es entonces que x es menor que -6 . Este resultado puede ser expresado gráficamente:



Ejemplo 2:

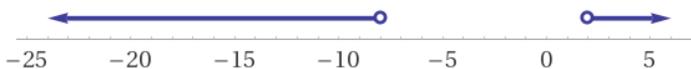
Resolver la siguiente inecuación:

$$|x+3| > 5$$

Al existir el valor absoluto, se presentan dos opciones. O bien $x+3$ es positivo, o bien es negativo. Analicemos ambas posibilidades:

$x+3 > 5$ $x+3-3 > 5-3$ $x > 2$	$-(x+3) > 5$ $-x-3+3 > 5+3$ $-x > 8$ $x < -8$
---------------------------------	---

Entonces la solución del sistema es $\{x < -8 \wedge x > 2\}$. La representación gráfica de esta solución sería la siguiente.



Le proponemos que resuelva los siguientes problemas los cuales implican la construcción de sistemas de inecuaciones y su resolución.

► **Actividad 7**

Resuelva las siguientes inecuaciones:

- 1) En una reunión hay veinte familias, cada una de ellas integrada por: los padres, al menos un hijo y a lo sumo cuatro hijos. Averigüe entre qué números está comprendida la cantidad de presentes.
- 2) Halle los pares de números naturales consecutivos tales que su suma esté comprendida entre 39 y 49.
- 3) La medida del perímetro de un rectángulo debe estar comprendida entre 48 m y 80 m. Sabiendo que la altura no supera a 8 m, exprese mediante inecuaciones las condiciones, represente la solución y proponga tres pares de números enteros para las medidas de la base y la altura.

Ejercicios adicionales

- 1) Héctor Baniani es un hombre emprendedor. El otro día inauguró una nueva sucursal que magnifica así su cadena de confiterías. En esta sucursal se vendieron, en sólo una semana, 100 tortas de cumpleaños. Unas de primera calidad a \$80 y otras, de inferior calidad, a \$50 cada torta. El Sr. Baniani revisa los duplicados de las boletas de venta y ve que el total de lo cobrado por las 100 tortas asciende a \$6200. La pregunta que se hace nuestro buen hombre es: ¿Cuántas tortas de una y otra calidad se vendieron?
- 2) En un corral con aves y conejos hay 23 cabezas y 60 patas. ¿Cuántas aves y cuántos conejos hay?
- 3) Un alambre de 40 cm de longitud se cortó en dos pedazos. Una de las partes se dobló formando un cuadrado, y la otra un rectángulo, que es tres veces más largo que ancho. La suma de las áreas es $55,75 \text{ cm}^2$. ¿En qué lugar se cortó el alambre?
- 4) El Sr. Nemi era un apasionado de la filatelia, tanto que cuando su hijo Jorge cumplió años, le regaló un álbum y, además, durante 5 días, le compró 100 hermosas estampillas africanas. Cada día adquirió 6 más que el día anterior. ¿Cuántas estampillas compro cada día?
- 5) Un campo de 730 ha está sembrado con trigo, y dividido en 2 parcelas. En una, la producción es de 3 toneladas por hectárea, y en la otra, 2 toneladas por hectárea. ¿Cuántas hectáreas tiene cada parcela, si la producción total es de 2030 toneladas?
- 6) Martín Boussacera un matemático en cuya cabeza germinaban las ideas más estrafalarias. En la ciudad ya todos lo conocían, así es que sus extravagancias no llamaban la atención a nadie. Un día entró en una librería y dijo al dueño: Présteme tanto dinero como el que ahora tengo en la billetera y gastaré \$ 100. El librero aceptó la proposición de Martín y éste gastó \$ 100. Luego, el matemático se dirigió a una perfumería y le dijo a la dueña: Présteme tanto dinero como el que ahora llevo conmigo y gastaré \$100 aquí. La dueña de la perfumería acepta el trato y Boussac gastó otros \$100. Finalmente fue a un restaurante, repitió por tercera vez su pedido, que fue aceptado por el dueño, almorzó, y, después de pagar la cuenta se quedó sin un centavo. ¿Cuánto dinero llevaba Martín Boussac consigo cuando entró en la librería?
- 7) Diofanto vivió un sexto de su vida como niño, una doceava parte como joven, y una séptima parte como adulto soltero. Un hijo nació cinco años después del matrimonio de Diofanto,

pero este hijo murió cuatro años antes que su padre. Diofanto vivió el doble que su hijo. Calcule a qué edad murió Diofanto.

Autoevaluación

1) Un químico gastó la sexta parte de una muestra en el ensayo N°1, la doceava parte del total en el ensayo N°2, la tercera parte del total en el ensayo N°3 y aún le quedan $\frac{5}{2}$ g. El peso de la muestra original era:

- a) 7 g b) 12 g c) 5 g d) 6 g

2) Dados los siguientes sistemas de ecuaciones

$$I \begin{cases} 2x - y = -4 \\ -6x + 3y = 12 \end{cases}$$

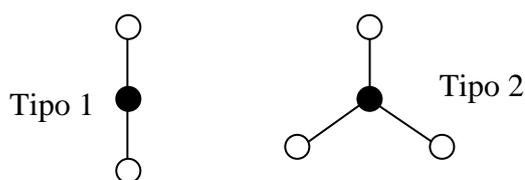
$$II \begin{cases} x - 2y = 8 \\ 2x - 4y = 12 \end{cases}$$

$$III \begin{cases} 2x - 2y = 8 \\ x + y = 10 \end{cases}$$

Se puede afirmar que

- a) I y II son sistemas que tienen infinitas soluciones
 b) Sólo I tiene solución única
 c) Sólo III tiene solución única
 d) II y III son sistemas que tiene solución única

3) Suponga que se tienen dos cajas, una con 360 bolitas negras y la otra con 930 bolitas blancas, y se quieren armar las siguientes estructuras:



El número máximo de estructuras de cada tipo que se pueden armar es:

- a) 180 de tipo 1 y 180 de tipo 2
- b) 150 de tipo 1 y 210 de tipo 2
- c) 210 de tipo 1 y 150 de tipo 2
- d) No es posible utilizar todas las bolitas de ambos colores sin que sobre ninguna

4) Dado el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\begin{cases} x + y = 1 \\ x \cdot y = a \end{cases}$$

Las expresiones de x que satisfacen este sistema de ecuaciones son:

- a) $x_1 = 1 \quad x_2 = a$
- b) $x_1 = \frac{1 + \sqrt{1 - 4a}}{2} \quad x_2 = \frac{1 - \sqrt{1 - 4a}}{2}$
- c) $x_1 = -1 + \sqrt{a} \quad x_2 = -1 - \sqrt{a}$
- d) $x_1 = \frac{-1 - \sqrt{5a}}{2} \quad x_2 = \frac{-1 + \sqrt{5a}}{2}$

5) La altura (h) para una serie de triángulos puede ser descripta como $4 \leq h \leq 6$ y la base (b) como $8 \leq b \leq 10$. ¿Cuál de las siguientes es la mejor descripción de las áreas (A) para esa serie de triángulos?

- a) $32 \leq A \leq 30$
- b) $32 \leq A \leq 48$
- c) $16 \leq A \leq 30$
- d) $16 \leq A \leq 60$

Contenido

INTRODUCCIÓN	1
RESOLUCIÓN DE SITUACIONES PROBLEMÁTICAS	1
SISTEMA DE ECUACIONES	6
<i>Resolución de sistemas de ecuaciones de primer grado con dos incógnitas</i>	7
<i>Método de resolución por igualación</i>	7
<i>Método de resolución por sustitución</i>	8
<i>Método de resolución gráfico</i>	9
TIPOS DE SISTEMAS DE ECUACIONES	10
<i>Sistema incompatible</i>	10
<i>Sistema indeterminado</i>	12
SISTEMAS DE N ECUACIONES CON M INCÓGNITAS	13
RESOLUCIÓN DE SITUACIONES PROBLEMÁTICAS	15
SISTEMAS DE ECUACIONES MIXTOS	18
INECUACIONES	23
EJERCICIOS ADICIONALES	25
AUTOEVALUACIÓN	26

Unidad 8 - Naturaleza eléctrica y estructura interna del átomo

Contenidos: Evolución Histórica del concepto de electricidad. Síntesis histórica de la construcción de los modelos atómicos. Principio de Electroneutralidad. La discontinuidad del átomo: las partículas subatómicas: protón, electrón y neutrón. Descripción de las experiencias relevantes que determinaron la evolución de los modelos atómicos. Átomos, moléculas e iones: Balance de Carga. La pérdida o ganancia de electrones como "criterio de estabilidad energética" de los cationes y aniones. Estados y de oxidación. La Tabla Periódica. Criterios de clasificación. Análisis histórico. La Tabla Periódica como fuente de datos.

Objetivo: El estudio de las partículas subatómicas, es decir, cómo están constituidos los átomos. Se estudiará la evolución histórica del modelo del átomo, cómo se construyó la tabla periódica tal como la conocemos actualmente, cómo se distribuyen los electrones en un átomo y la tendencia de los átomos a perder o ganar electrones, dependiendo de su configuración electrónica

Introducción

El estudio de la electricidad se originó con la observación, realizada por **Tales de Mileto** en el año 600 AC, de que un pedazo de ámbar al ser frotado atrae pequeñas partículas de paja o madera.

La palabra *Electricidad* proviene del griego *elektron* (ámbar) y se aplica a una colección vasta y diversa de fenómenos.

Electricidad es:

- la energía que llega a nuestros hogares con la cual podemos encender luces, equipos de audio, computadoras, motores, entre otras cosas.
- la energía acumulada en pilas o baterías (electroquímicas) que se usan en relojes, radios, linternas y otros.
- la naturaleza de los rayos y relámpagos.
- la razón por la cual las pelusas quitadas a un abrigo de lana vuelven a pegarse al mismo.
- las pequeñas chispas que suelen desprenderse de la pantalla del televisor encendido al acercarle la mano.

► Actividad 1

- 1) Explique cada uno de los fenómenos mencionados anteriormente.
 - a) Explique las similitudes y diferencias.

b) Agregue otros ejemplos y agrupe los “conjuntos” de electricidades que le parezcan del mismo tipo.

2) Describa las variedades de chispas que conozca teniendo en cuenta cómo se generan y seleccione las que considere de origen eléctrico.

Discuta la posible ubicación de cada uno de los conjuntos formados en el punto anterior. Indique la posible naturaleza de esos eventos y explique cada una.

Fenómenos de tan dispar apariencia reconocen una explicación común, que se basa en la naturaleza *microscópica* de la materia, en su *naturaleza eléctrica*. No es posible explicar el átomo, ni la química ni las uniones químicas si se ignoran sus propiedades eléctricas.

Estos hechos pueden parecer triviales pero la Humanidad recorrió un largo camino para poder comprender estos fenómenos. Desde que el Hombre apareció en la Tierra, presencié tormentas con rayos y relámpagos. En principio sólo atinó a refugiarse y cuando empezó a meditar por esas cuestiones, al no poder explicarlas, se las atribuyó a los dioses.

A medida que el tiempo transcurría, la Historia se mezclaba con la leyenda. Son comunes los relatos acerca de los griegos, quienes notaron como los collares de ámbar atraían pequeñas partículas por el frotamiento con la ropa y podían producir pequeñas chispas (en los días de baja humedad relativa ambiente). Así es como la *Electricidad* tuvo su nombre. Pero esto no quiere decir que este fenómeno fuera entendido. Mucho menos que en el origen del rayo y la atracción de partículas por sus collares estuvieran actuando las mismas leyes.

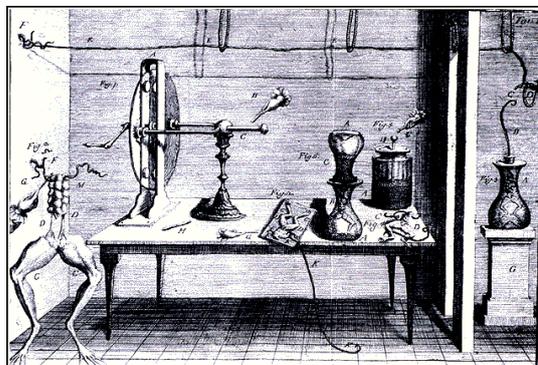
En el siglo XIX, *Faraday* logró mostrar que todas las electricidades que se conocían podían producir los mismos efectos y eran en definitiva distintas manifestaciones de una sola electricidad: *la electricidad*.

Observaciones y antecedentes

Luigi Galvani (Italia, 1737-1798) empezó sus experimentos con ranas alrededor de 1780, al observar que cuando operaba un generador electrostático que producía electricidad y las chispas saltaban de sus partes, un músculo de rana que estaba en el otro extremo del laboratorio se contraía al ser tocado con un bisturí de metal sostenido por un ayudante. Cuando el músculo fue conectado a la máquina con un alambre, Galvani encontró que se contraía simultáneamente con la producción de electricidad. Entonces puso la máquina y la rana en cuartos diferentes y conectando con un alambre obtuvo los mismos resultados, aunque notó que conforme el alambre era más largo las contracciones eran más débiles.

Galvani es muy recordado por el descubrimiento que hizo en 1786, cuando salió de la casa a colgar con un gancho las patas de rana de una cerca de hierro mientras hacía un experimento. Él mismo lo describió de la siguiente manera: “Así, una mañana a principios de septiembre colocamos ranas que habían sido preparadas de la manera usual, destruyendo la médula espinal con un gancho de hierro y las colgamos de la parte de arriba de la cerca. Si el gancho tocaba la

cerca, sorpresa: frecuentemente había contracciones espontáneas de las ranas. Si uno usaba un dedo para empujar el gancho contra la superficie de hierro los músculos relajados eran excitados, tantas veces como fueran empujados.” Los experimentos de Galvani fueron publicados en su famoso libro de 1791, *De Viribus Electricitatis in Motu Musculari Commentarius* más conocido como “*Comentarios*” en los que atribuye estos resultados a una energía que él llamó *electricidad animal*.

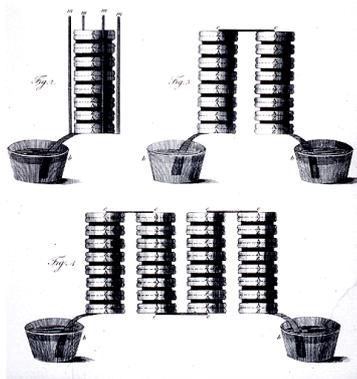


Dibujo que representa el Laboratorio de Galvani

La reacción más importante a “*Comentarios*” de Galvani vino de **Alessandro Volta** (Italia, 1745-1827), un físico italiano que primero estuvo de acuerdo con sus resultados, pero después decidió que eran falsos. Galvani murió en 1798, antes que Volta demostrara que su explicación estaba parcialmente equivocada, ya que usando discos hechos con metales diferentes y separándolos con pedazos de tela humedecidos en ácido o salmuera, el físico inventó la primera batería en 1780. Esa invención demostró que los diferentes metales usados en los experimentos de Galvani habían sido la fuente de electricidad para estimular las contracciones musculares de la rana y, sin embargo, Galvani demostró la *electricidad animal* y abrió el camino para el estudio de los mecanismos de la generación y propagación de las señales eléctricas en el sistema nervioso. Por su parte, Volta hizo uno de los inventos más grandes del siglo: la *pila electroquímica*.

El modo efectivo de generar electricidad consistía en combinar pares de monedas o discos de Zn y Cu o Ag, separados por una tela o papel poroso empapados en salmuera. Volta repitió el experimento usando los dos tipos de metal que Galvani usaba en sus experimentos y sintió un choque, por lo que decidió que la unión de dos metales diferentes **generaba electricidad**. Esto lo hizo cambiar de opinión en relación a los experimentos de Galvani, tornando sus alabanzas en una crítica severa e inclusive llegó a eliminar el término *electricidad animal* de sus escritos. Volta dijo que los *torpedos*¹ podían ser eléctricos, pero que las ranas de Galvani no lo eran, sino que simplemente actuaban como *electrómetros* muy sensibles que detectaban las pequeñas corrientes generadas por el contacto de dos metales diferentes. Así, entre 1793 y 1800 Volta publicó varios trabajos apoyando la *electricidad bimetálica* y a menudo atacó a Galvani.

¹ *torpedo*: pez marino del orden de los selacios, cuyo contacto produce un shock eléctrico.



Pila de Volta

En 1831, Faraday demostró que el movimiento de una bobina de alambre conductor en un campo magnético también puede generar electricidad.

En 1882, Edison puso en marcha en Nueva York la primera central eléctrica para abastecer de electricidad a la población.

A partir de ese momento, hubo dos fuentes de energía eléctrica (para su utilización práctica): la pila voltaica y el generador electromagnético.

Naturaleza eléctrica de la materia

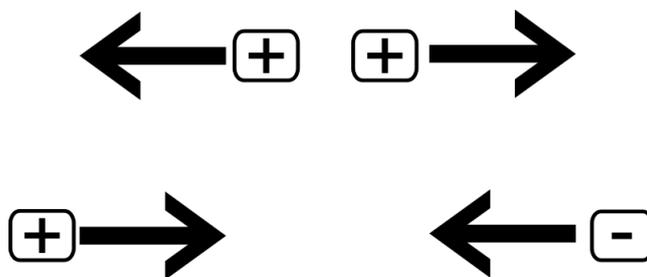
a) La materia puede clasificarse de acuerdo a su comportamiento eléctrico como:

- cargada positivamente \rightarrow carga (+).
- cargada negativamente \rightarrow carga (-).
- carga neutra $\rightarrow \Sigma q = 0$.²

b) Esta clasificación es válida para la materia en todas sus formas, tanto a nivel macroscópico como microscópico. Esto sucede porque las partículas subatómicas tienen una cierta cantidad de carga eléctrica que las caracteriza. El hecho que a nivel macroscópico la materia se pueda presentar como cargada positivamente, negativamente o neutra es simplemente resultado del balance total de la carga de las partículas que la constituyen.

c) Partículas de **igual signo se repelen** y de **distinto signo se atraen**

² Σq : sumatoria de todas las cargas presentes en un sistema. La electroneutralidad de un sistema se representa como $\Sigma q = 0$.



d) El estado habitual de la materia macroscópica es *neutro*. Esto se debe a que hay un *exacto balance* de carga entre las partículas con carga positiva y las que tienen carga negativa. En última instancia esto refleja el hecho que éste es el estado normal de cada molécula y de cada átomo aislado.

e) Pequeñas alteraciones en este delicado balance de cargas de la materia, a nivel macroscópico, dan lugar a los infinitamente variados fenómenos eléctricos a los que nos estamos refiriendo. A nivel microscópico, las alteraciones que la proximidad de un átomo o molécula produce en la distribución de cargas del otro (y viceversa) son responsables de las diversas afinidades y uniones químicas.

f) Partículas cargadas en movimiento, trasladándose (o siendo trasladadas), constituyen una corriente de cargas eléctricas o *corriente eléctrica* (i) \rightarrow (Ampere).

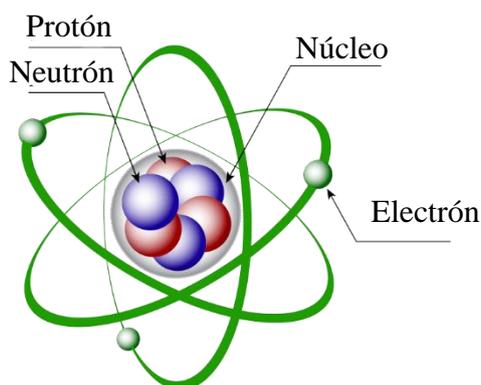
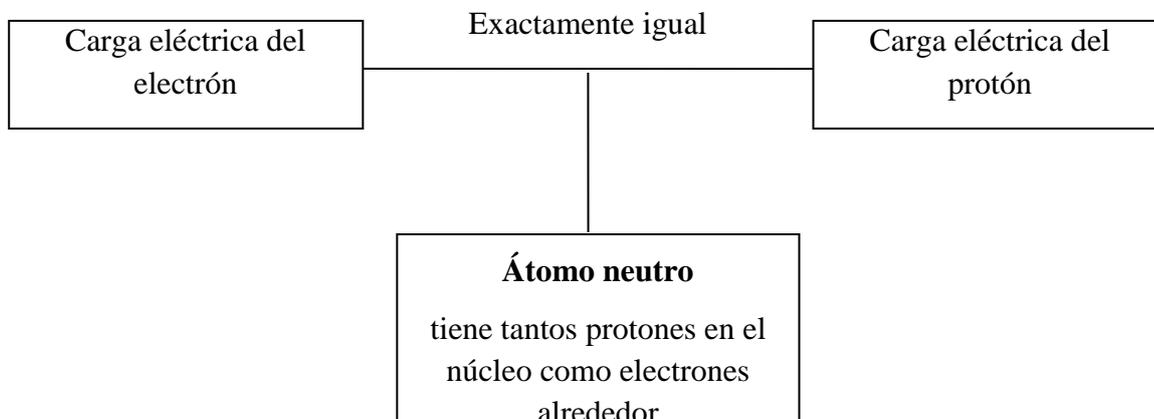
g) El átomo, en una imagen superficial, puede ser descrito como formado por tres partículas fundamentales:³

Protones (p): carga (+) Neutrones (n): sin carga eléctrica	—————	Forman el núcleo del átomo. Tienen masas similares
Electrones (e): carga (-)	—————	Son más livianos que los protones y neutrones (aproximadamente 2000 veces) y se mueven alrededor del núcleo.

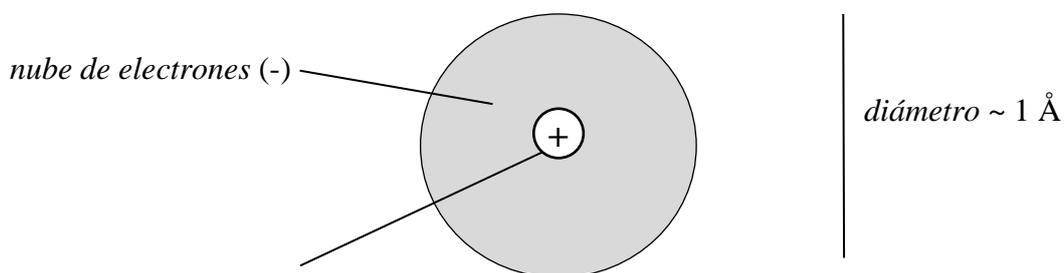
El núcleo de un átomo es extremadamente denso debido a que su masa es prácticamente la del átomo, pero su volumen es muy pequeño. La carga del núcleo es *positiva*. Los electrones son muy livianos y se mueven de tal forma, que generan una *nube* de carga negativa alrededor del núcleo.

³ Las características y distribución de las partículas subatómicas serán objeto de estudio de una sección posterior de esta guía.

Popularmente se esbozan diagramas para representar a los átomos en los cuales los electrones están perfectamente individualizados en órbitas bien definidas, pero esta idea está *alejada* de la realidad por lo que evitaremos su uso.



Un esquema más representativo de la realidad sería el siguiente:



núcleo (+) (prácticamente contiene la masa atómica total)

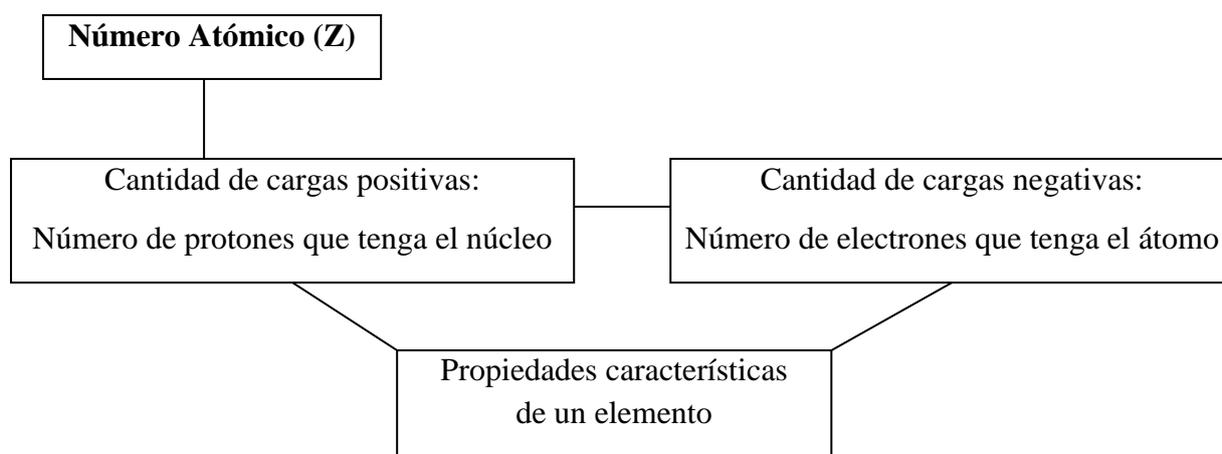
h) Los electrones son mucho más livianos que los protones, pero tienen la misma *cantidad* de carga que ellos (aunque la carga es negativa). De modo que:

Un átomo con un núcleo constituido por Z protones tiene la misma cantidad de electrones (que pasan a formar la *nube electrónica*) y la carga neta es *cero*.⁴

i) La estructura del núcleo de los átomos no es afectada por fenómenos mecánicos (golpes o vibraciones), ni térmicos (alta o baja temperatura), ni químicos (los núcleos mantienen su identidad). Las alteraciones que se producen en el núcleo son las transformaciones *radioactivas*, pero estas no son el objetivo de esta guía.

j) Las *reacciones químicas* involucran a los electrones del átomo. ¿De cuántos electrones se rodea el núcleo para constituir un átomo?

Depende de cuántos protones tenga ese núcleo. El número de protones es el que distingue a un átomo de uno de otro elemento. La cantidad de electrones que puede tener el átomo está determinada por el número de protones que éste posee en su núcleo. Dependiendo de cuántos sean estos electrones, los mismos se ordenarán de una cierta forma otorgando las propiedades químicas que caractericen a ese elemento. Por lo tanto, la cantidad y el orden de los electrones, la fuerza con que sean atraídos por el núcleo, y sus posibilidades de intercambiarlos con otros elementos determinarán las características de un elemento.



k) Un átomo se distingue de otro por tener *distinto* Número Atómico (por tener distinta cantidad de protones en su núcleo).

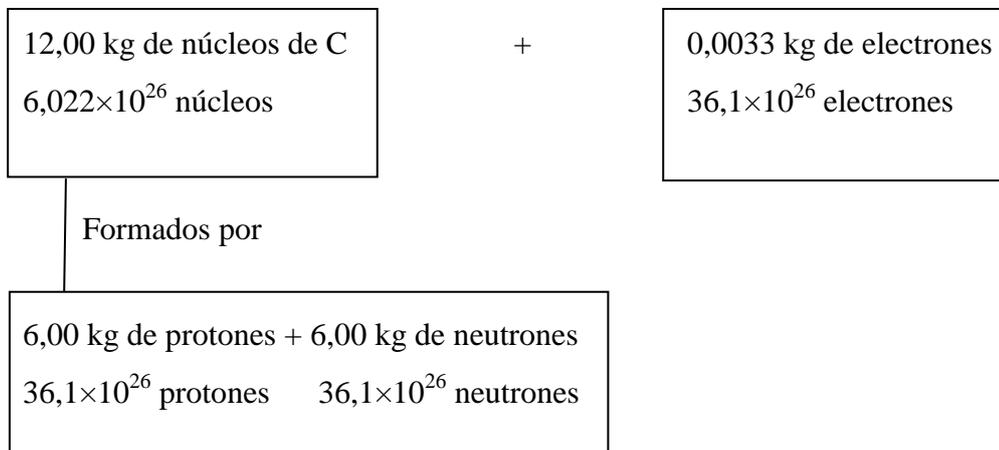
l) La masa de estas partículas, o de un átomo o una molécula es muy pequeña y se la define en términos comparativos como veremos más adelante.

⁴ En el caso de que haya un exceso de cargas positivas o negativas, habrá cationes o aniones (Na^+ o Cl^-), respectivamente.

► **Actividad 2**

1) Analice los dos ejemplos que siguen e interprete los detalles que sean posibles a la luz de los conceptos planteados anteriormente.

Ejemplo A: si tuviéramos 12 kg de C puro, habría:



Ejemplo B: En 1 kg de Cu hay:

456 g de protones ($2,7 \times 10^{26}$ protones)

544 g de neutrones ($3,2 \times 10^{26}$ neutrones)

0,25 g de electrones ($2,7 \times 10^{26}$ electrones)

2) Obtenga los siguientes cocientes con dos cifras significativas (recuerde los conceptos estudiados) y ubíquelos en una tabla como la siguiente:

	12,00 kg de C	1 kg de Cu
a) electrones/protones: e/p		
b) neutrones/protones: n/p		
c) masa(kg) de $e / N^{\circ}e$		
d) masa(kg) de $p / N^{\circ}p$		
e) masa(kg) de $n / N^{\circ}n$		
f) masa de $e /$ masa de p		
g) masa de $e /$ masa total		

3) Con base en los números que Ud. ha obtenido para los distintos casilleros, conteste las siguientes preguntas:

i) ¿en qué casilleros hay evidencia de que la materia es eléctricamente neutra?

ii) ¿cuánto vale, en kg, la masa del neutrón?

iii) ¿cuánto vale en kg la masa del protón?

iv) ¿cuánto vale en kg la masa del electrón?

v) ¿con cuáles de los casilleros se puede relacionar el siguiente dato obtenido de una tabla de constantes físicas? *Masa del electrón*: $0,549 \times 10^{-3}$ unidades de masa atómica (uma)

vi) ¿qué porcentaje de la masa de C corresponde a los electrones? ¿y en el Cu?

vii) ¿qué porcentaje de la masa de C y de Cu corresponde a la masa de los respectivos núcleos?

viii) Ud. diría que las relaciones |carga|/masa:

$$\frac{|carga\ eléctrica|}{masa} = \frac{|q|}{m}$$

del electrón y del protón son:

iguales

mucho mayor
del protón

mucho mayor
la del electrón

Elija la opción correcta y justifique su respuesta. ¿Y la relación carga/masa?

Magnitudes importantes

Partícula	Carga Eléctrica (Coulomb)	Masa (kg)	Masa molar (g/mol)
electrón	$-1,601975 \times 10^{-19}$	$0,91093897 \times 10^{-30}$	0,0005486
protón	$+1,601975 \times 10^{-19}$	$1672,6231 \times 10^{-30}$	1,0072697
neutrón	0	$1674,9543 \times 10^{-30}$	1,0086650

4) Suponga que compra una carpeta de tapa blanda de PVC. Ud. coloca adentro las hojas de papel y al levantar la tapa plástica observa que la primera hoja de papel está adherida a ésta. Si Ud. la separa un par de centímetros (haga la prueba), verá que al soltarla vuelve decididamente a pegarse a la tapa de plástico.



Discuta la posible veracidad de las siguientes afirmaciones:

- Sobre la base de estos hechos, se puede afirmar que el plástico se carga al separarse del papel y por eso lo atrae.
- En realidad no puede saberse si el que se carga es el plástico o el papel: uno de los dos se carga y atrae al otro.
- Ninguno puede cargarse si no se carga también el otro, pues lo que sucede es que uno se queda con los electrones del otro y adquiere carga (-), originando una carga (+) en el otro generándose la fuerza de atracción.
- Averiguar quién tiene los electrones del otro sería muy fácil. Sólo bastaría pesar el papel y el plástico, antes y después, para decidirlo.
- Otra posibilidad es que uno de ellos se quede con los protones del otro. El que los pierde queda negativo y el que los adquiere queda positivo.

Ayuda: plantee la condición de electroneutralidad a partir de

$$\sum_i q_i = q_{\text{papel}} + q_{\text{plastico}} = 0$$

Evolución histórica de los modelos atómicos

Demócrito (Grecia, 400 AC) fue el primero que propuso la idea del ÁTOMO. Él lo propuso a partir de la idea de partir una piedra en mitades sucesivas hasta llegar a la partícula fundamental que él llamó *átomo* (en griego, *indivisible*).

La idea moderna del átomo fue dada por **John Dalton** (Gran Bretaña, 1766-1833) quien, por medio de la experimentación y de la cuantificación, resumió gran cantidad de datos experimentales en leyes. Dalton sugirió que los átomos son indivisibles, que los átomos de distintos elementos tienen diferentes masas y que los átomos se combinan en proporciones de números enteros y simples (1800). Hoy se reconoce que estos postulados no son totalmente

correctos, pero fueron la primera explicación racional de las leyes cuantitativas de las combinaciones químicas.

En la sección anterior hemos dicho que los fenómenos eléctricos están íntimamente relacionados con el *átomo*, o, mejor dicho, con la estructura atómica, es decir que los fenómenos observables son el reflejo de los cambios que sufre la materia a *nivel microscópico*. Es por ello, que una mayor comprensión de la estructura del átomo y de las características de las partículas que lo forman (protones, neutrones y electrones) nos permitirá explicar los fenómenos asociados a la materia.

Experiencia de Faraday: unidad fundamental de carga eléctrica

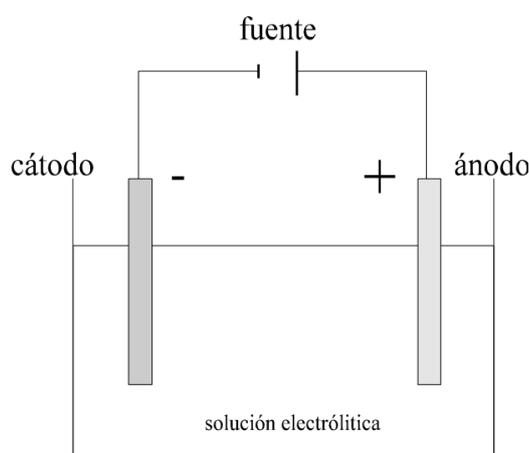
Michael Faraday (Gran Bretaña, 1791-1867), fue un bibliotecario que se interesó en los fenómenos eléctricos. Él logró demostrar que todas las “electricidades” que se conocían hasta ese momento (animal, metálica, etc.) eran manifestaciones de un solo fenómeno: *la electricidad*.

Uno de los tantos legados de Faraday fue el conjunto de las *leyes de la electrólisis* (1834). Ellas describen cuantitativamente el resultado de hacer circular una *corriente eléctrica* por una *solución electrolítica* (o conductora de la electricidad). Estas experiencias fueron muy importantes porque relacionaron de manera directa los resultados de mediciones eléctricas (cantidades de carga eléctrica), con propiedades netamente químicas de algunos elementos (estado de oxidación).

El experimento consistía en conectar dos barras metálicas a un generador de energía eléctrica. Las barras metálicas se sumergen en una solución electrolítica y se enciende la fuente.

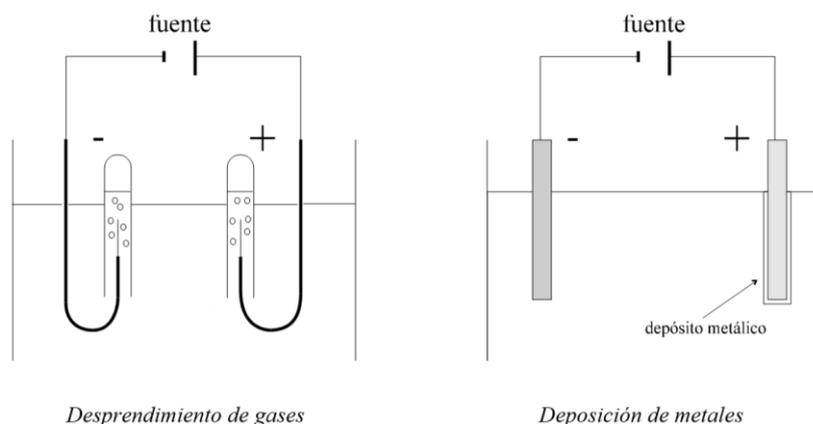
Las barras metálicas se denominan *electrodos*: *ánodo* es el electrodo positivo y el *cátodo* el electrodo negativo.

En el electrolito hay una cierta cantidad de moléculas *disociadas en iones*, que sufren la influencia del campo eléctrico generado entre los electrodos. Esto obliga a los iones positivos a ir hacia el cátodo (por lo que los llamaremos cationes) y a los negativos hacia el ánodo (por lo que los llamaremos aniones).



A medida que los iones de una sustancia comienzan a llegar al electrodo que los atrae, puede suceder que, mientras se van neutralizando con las cargas opuestas que toman del mismo, se vayan acumulando gradualmente. Por ejemplo, algunas sustancias aparecen en fase gaseosa,

como burbujas que ascienden junto al electrodo, abandonando el líquido. Otras sustancias recubren electrodo con una capa sólida (depósito electrolítico).



Fueron estas mediciones las que comenzaron a relacionar cuantitativamente la química con la electricidad: ¿cuánto tiempo se deberá hacer circular una corriente por el circuito para desprender 10 mL de $H_{2(g)}$ o para depositar 1,0 g de $Cu_{(s)}$ en un electrodo adecuado?

Para ser más específicos, Faraday determinó que para depositar (o desprender, en el caso de un gas) lo que hoy se denomina *un mol* de cualquier sustancia, había que hacer circular una cierta cantidad de carga: aproximadamente 96500 C (C: coulomb, en SI). O el doble: 193000 C, o el triple (según el estado de oxidación de la sustancia). Nunca cantidades intermedias.¹

$$1 \text{ mol de cargas} = 96487 \text{ C}$$

$$1 \text{ carga} = 1,601975 \times 10^{-19} \text{ C}$$

En esta época no se sabía cómo era el átomo, pero gracias al desarrollo alcanzado en las *experiencias químicas*, la idea del átomo existía y era muy firme. Éste fue el comienzo del ordenamiento de las ideas sobre la electricidad. Aún no se conocía como intervenían las cargas eléctricas en el átomo.

Con estas experiencias, Faraday sugirió que existía una *cantidad elemental de carga*, que no podía ser *subdividida*.

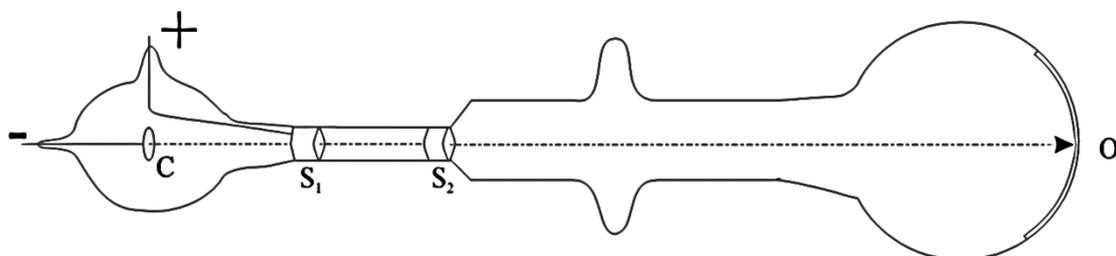
La próxima pregunta es: ¿esa unidad de carga, es positiva o negativa?

Experiencia de Thomson: caracterización de la partícula elemental de carga

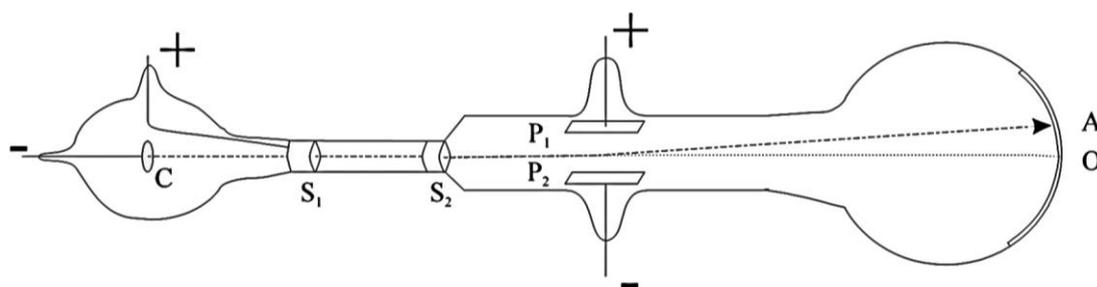
Faraday exploró también la posibilidad de generar chispas con sus electrodos en recipientes donde se hizo *vacío* (mejor dicho, presiones muy bajas): *descargas en gases enrarecidos*.

¹ En la práctica (como, por ejemplo, en problemas de estequiometría), usualmente la constante de Faraday se toma como 96500 C pero lo correcto, sería utilizar el valor de 96486,95425 C.

Joseph John Thomson (Gran Bretaña, 1856-1940, Premio Nobel de Física 1906), investigó intensamente estas descargas y logró producir rayos catódicos. En un tubo al cual se le ha realizado vacío, se aplica un potencial de varios cientos de volts entre el cátodo C (-) y el ánodo S_1 (+), el cual tiene un orificio en el centro. El haz generado atraviesa S_1 y S_2 y continúa su viaje en línea recta hasta chocar en el punto O, como se puede observar en la figura.



Thomson trató de desviar los haces (aplicando un campo eléctrico entre P_1 y P_2) y observó hacia dónde se desviaban. Por ejemplo, si P_1 es (+), el haz se dirigía hacia el punto A.



No hay que olvidar los primeros intentos de **Heinrich Hertz** (Prusia, 1804-1865) en determinar la carga de estos rayos, aunque no tuvo mucho éxito. Él no pudo observar ninguna deflexión debida al campo eléctrico. El problema fue que no hizo suficiente vacío en el tubo.

Thomson determinó que los rayos catódicos tenían CARGA NEGATIVA.

Tenga en cuenta que decir *negativo* o *positivo* es sólo una convención. Hoy sabemos que son haces de electrones y que podemos controlarlos a voluntad: arriba, abajo, izquierda o derecha. Podemos dirigirlos a una pantalla fosforescente (que brilla al recibir el impacto de los electrones) y generar imágenes: un televisor o una pantalla de PC.

Thomson midió, hizo hipótesis, y después de mucho trabajo enunció, en octubre de 1897, que los rayos catódicos eran haces de partículas negativas, llamadas luego electrones. *Las propiedades de estos corpúsculos eran independientes del elemento químico de cuyo átomo se hubieran extraído:*

Eran partículas constituyentes de cualquier átomo, es decir, de todos los átomos

Thomson logró medir la relación carga/masa (q/m) de estos corpúsculos, o *electrones*: resultó ser varios miles de veces mayor que la de cualquier átomo o ion de cualquier sustancia cuya q/m se

hubiera determinado con las experiencias de Faraday. Por lo tanto, el electrón debe ser muy liviano, de muy poca masa comparado con la de algún átomo.

De este modo nació oficialmente el *electrón*: primera partícula subatómica identificada con cierto grado de certeza.

No se conocía su masa (salvo que era mucho menor que la masa de un átomo). Sí se conocía su relación q/m y se confirmó que el átomo (hace ya 100 años) no era indivisible, sino que estaba formado por partículas subatómicas, las cuales podían extraerse en ciertas condiciones.

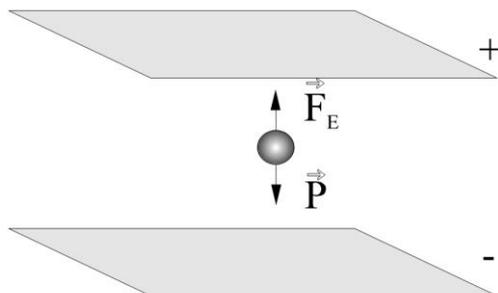
► Actividad 3

¿Qué postulado del modelo atómico de Dalton resulta invalidado como consecuencia de la experiencia de Thomson?

Experiencia de Millikan: determinación de la carga del electrón

Para establecer definitivamente la naturaleza exacta de estas partículas, era necesario medir la carga o la masa en forma directa lo cual presentaba enormes dificultades.

En 1909, **Robert Millikan** (Estados Unidos, 1868-1953, Premio Nobel de Física 1923) comenzó a estudiar el comportamiento de gotas de aceite cargadas eléctricamente en un compartimiento situado en un campo eléctrico. El campo eléctrico aplicado entre las placas se ajustaba de tal forma de contrarrestar el peso de la gota.



¿Por qué Millikan usó gotas de aceite en vez de electrones?

La minuciosa labor de Millikan constituyó la prueba final de la naturaleza atómica de la electricidad al poder determinar la carga del electrón:

$$e = -1,601975 \times 10^{-19} \text{ C}$$

La mínima cantidad de carga eléctrica presente en la naturaleza es la carga que posee un electrón. En toda transformación en la que intervengan cargas eléctricas intervienen los electrones: los transportadores de carga eléctrica.

Modelo Atómico de Thomson

¿Dónde estaría la carga positiva? Dejemos que Thomson lo diga, en los siguientes trozos de conferencia dadas en Yale en 1903 y en la Royal Institution en 1906:

Hemos visto que, si producimos los corpúsculos por medio de rayos catódicos, luz Ultravioleta, o de metales incandescentes e independientemente de los metales o gases presentes, siempre obtenemos la misma clase de corpúsculos. Como corpúsculos semejantes en todo respecto pueden ser obtenidos a partir de agentes y materiales muy diferentes y como la masa de los corpúsculos es menor que la de cualquier átomo conocido, vemos que el corpúsculo debe ser un constituyente del átomo de muchas diferentes sustancias

Así, nos vemos confrontados con la idea de que los átomos de los elementos químicos están compuestos por sistemas más simples, una idea que en varias formas ha sido propuesta por más de un químico. Así, Proust en 1815 expuso el punto de vista de que los átomos de todos los elementos químicos están compuestos de átomos de hidrógeno; si esto fuera así, las masas en combinación de todos los elementos, en la suposición de que no hay pérdida de masa cuando los átomos de hidrógenos se combinarán para formar el átomo de algún otro elemento, serían enteros; un resultado que no está de acuerdo con los observado. Para evitar esta discrepancia, Dumas sugirió que el átomo primordial podría no ser el átomo de hidrógeno sino un átomo más pequeño que tuviera solamente la mitad o un cuarto de la masa del átomo de hidrógeno. Un mayor apoyo fue dado a la idea de la naturaleza compleja de átomo por el descubrimiento por Newlands y Mendeleiev de lo que se conoce como la ley periódica... Mayor evidencia en la misma dirección es suministrada por la semejanza en la estructura de los espectros de elementos dentro del mismo grupo en serie periódica, una semejanza que el trabajo reciente, sobre la existencia en espectros de series de líneas cuyas frecuencias están vinculadas por relaciones numéricas definidas, ha hecho mucho para enfatizar y establecer ...

El fenómeno de la radioactividad... lleva el argumento más lejos aún, pues parece haber buenas razones para creer que la radioactividad se debe a cambios que ocurren dentro de los átomos de las sustancias radioactivas. Si esto es así, debemos encarar el problema de la constitución del átomo y ver si podemos imaginar un modelo que tenga en él la potencialidad de explicar las notables propiedades mostradas por las sustancias radioactivas.

Puede en esta forma no ser superfluo considerar la posibilidad de la existencia de corpúsculos en el problema de la constitución del átomo y aunque el modelo del átomo al cual nos vemos dirigidos por estas consideraciones es muy crudo e imperfecto, puede quizás ser de utilidad sugiriendo líneas de investigación que probablemente nos proporcionen información sobre la constitución del átomo.

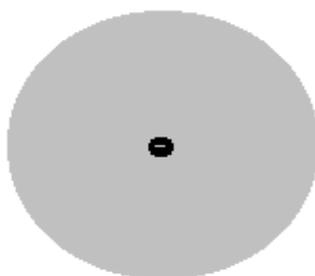
Veamos en las propias palabras de Thomson cómo era ese modelo crudo e imperfecto que el mismo había propuesto:

La forma en la cual ocurre la electricidad positiva dentro del átomo es en la actualidad un asunto sobre el cual tenemos muy poca información. Ningún cuerpo electrizado positivamente ha sido encontrado aún en una masa menor que la de un átomo de hidrógeno. Todos los sistemas electrizados positivamente en los gases a bajas presiones parecen átomos, los cuales

neutros en su estado normal, han quedado positivamente cargados por la pérdida de un corpúsculo. A falta de conocimiento exacto de la forma en la cual ocurre la electricidad positiva dentro del átomo, consideramos un caso en el cual la electricidad positiva está distribuida en la forma más conveniente para el cálculo matemático, es decir cuando ocurre como una esfera de densidad uniforme a través de la cual están distribuidos los corpúsculos.

La electricidad positiva atrae los corpúsculos hacia el centro de la esfera mientras que su repulsión mutua los aleja de él; cuando están en equilibrio, estarán distribuidos de manera tal que la atracción de la electrificación positiva está balanceada por la atracción de los otros corpúsculos. Consideremos ahora el problema de cómo 1, 2, 3..., n corpúsculos se distribuirían si fueran colocados dentro de una esfera con electricidad positiva de densidad uniforme, siendo la carga negativa total sobre los corpúsculos equivalente a la carga positiva en la esfera. Cuando existe solamente un corpúsculo la solución es muy simple: evidentemente el corpúsculo irá hacia el centro de la esfera..."

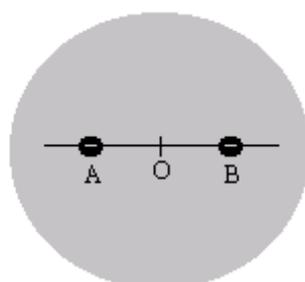
**Electricidad positiva
de densidad uniforme**



**Corpúsculos cargados con
electricidad negativa**

“Cuando hay dos corpúsculos dentro de una esfera con electricidad positiva, cuando estén en equilibrio, se situarán en dos puntos, A y B en una recta que contiene el centro O de la esfera y tal que $OA=OB=a/2$, donde a es el radio de la esfera.

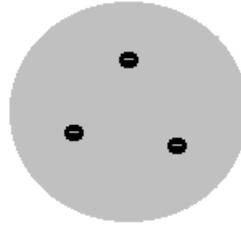
**Electricidad positiva
de densidad uniforme**



**Corpúsculos cargados con
electricidad negativa**

Tres corpúsculos dentro de una esfera estarán en equilibrio estable cuando estén en los vértices de un triángulo equilátero cuyo centro esté en el centro de la esfera y cuyo lado es igual en longitud al radio de la esfera.

Electricidad positiva
de densidad uniforme



Corpúsculos cargados con
electricidad negativa

Thomson continuó investigando configuraciones de equilibrio (en tres dimensiones) de un número mayor de electrones dentro de la esfera con un “fluido” cargado positivamente. Argumentó que las perturbaciones externas (calor, descarga eléctrica) harían vibrar a los electrones alrededor de sus posiciones de equilibrio y radiar ondas electromagnéticas.

Descubrimiento de la Radioactividad y radiación de alta energía: una herramienta indispensable

Y así estaban las cosas unos años antes de 1900. No se sabía mucho en realidad, pero se trabajaba febrilmente. Todos los físicos estaban fascinados con sus tubos de rayos catódicos. Y tanto jugar con ellos, comenzaron a suceder cosas.

Wilhelm Röntgen (1845-1923, físico alemán, premio Nobel) descubrió que esos tubos, además de rayos catódicos (los cuales existían en su interior), emitían otros rayos, que no se veían (ni se sentían, ni nada; por eso nadie los había descubierto antes), que eran emitidos al exterior, que tenían alto poder de penetración (lo atravesaban todo, digamos para simplificar) y que se podían detectar porque velaban las placas y películas fotográficas.

Así el 1º de enero de 1896, Röntgen había sacudido al mundo con la primera fotografía (“radiografía”) de los huesos de una mano tomada gracias a las propiedades de los flamantes rayos X.

¿Qué eran estos rayos X? No se sabía. Nadie lo sabía. Röntgen no lo sabía. Por eso los bautizó “X”. Sólo se sabía cómo producirlos. Y que no había forma de desviarlos: al menos los métodos utilizados por Thomson para desviar “sus” rayos catódicos no daban resultado con los rayos X.

Como es de prever, este descubrimiento produjo una conmoción a nivel mundial, sobre todo en el campo de la Física y la Medicina. Todo el mundo científico comenzó a estudiar estos rayos.

Thomson en su laboratorio también, por supuesto. Aprovechó para eso la presencia de un joven recién graduado (con todas las medallas habidas y por haber), **Ernest Rutherford** (1871-1937, científico británico nacido en Nueva Zelanda, premio Nobel de Química en 1908), a quién designó su asistente personal y que volverá a aparecer en esta historia.

Antoine Henry Becquerel (1852-1908, Francia, premio Nobel de Física en 1902), otro físico investigando estos intrigantes rayos X, logró producirlos a partir de ciertos cristales de uranio y realizó un hermoso trabajo sobre el tema.

A punto de publicarlo, sin embargo, advirtió Becquerel una grave falla: *éstos no eran rayos X*. Eran otros, eran algo *nuevo*. Tan nuevo que no se sabía ni que nombre ponerles. Se los llamó rayos de Becquerel; más tarde el fenómeno fue denominado radioactividad.

Esto de la radioactividad era algo muy curioso: las radiaciones (que al igual que la radiación X no se veían ni se sentían; se detectaban por su efecto sobre la película fotográfica) que emanaban de ciertas sustancias denominadas radioactivas; en general compuestos de uranio o de radio.

Pronto todo se transformó en un gran rompecabezas. Sucedían cosas extrañas. Las sustancias radioactivas se multiplicaban. Los enigmas se multiplicaban. Por ejemplo, Rutherford era uno de los que estaban entusiasmadísimos estudiando estas radiaciones. Para hacerlo, Rutherford debía conseguir una muestra de Uranio; lo que no era fácil. Una vez conseguida la muestra (siempre eran cantidades pequeñísimas) se estudiaban sus radiaciones. Luego, tal vez se terminaba la muestra y se conseguía otra. La nueva muestra tenía otro tipo de radiaciones. Entonces se suponía que estaba contaminada con trazas de otro elemento en tan ínfimas proporciones que no se lo detectaba químicamente - sólo lo delataba la presencia de sus radiaciones.

Los físicos debieron asociarse con los químicos para poder refinar y purificar adecuadamente sus muestras e identificar los compuestos y sus impurezas. Recién unos diez años más tarde (en 1912) se pudo entender el significado de esta lista (y se entendieron repentinamente muchas otras cosas), cuando **Frederick Soddy** (1877-1956, físico y químico británico, premio Nobel de Química en 1921) propuso la existencia de isótopos: elementos indistinguibles químicamente (y por lo tanto inseparables por medios químicos) que podían emitir distintos tipos de radiaciones.

Mientras tanto, los isótopos no estaban aún en la mente de nadie, y el rompecabezas era cada vez más complejo, los enigmas se multiplicaban. Rápidamente se descubrió que parte de la confusión se debía a lo que parecía ser un único fenómeno: la radioactividad, involucraba más de un tipo de radiaciones. En efecto, se halló que se presentaban radiaciones mezcladas de dos tipos.

No se sabía que eran, y se las bautizó: Radiación α y Radiación β

Posteriormente apareció otra; se la denominó (como no podía ser de otro modo) Radiación γ

Rutherford trabajó mucho con ellas desde un comienzo y logró establecer, en los primeros años del siglo XX, lo siguiente:

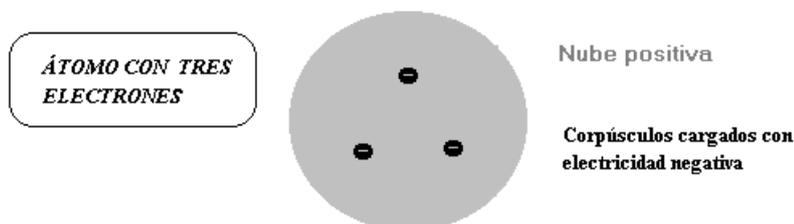
a) Los “rayos α ” eran detenidos fácilmente por la materia: el mismo aire los detenía en milímetros. Era necesario hacer el vacío para estudiarlos; en caso contrario sólo se observaban los efectos de la radiación β (en realidad mezclada con la radiación γ , aunque no se sabía).

b) Los “rayos β ” poseían un poder de penetración mayor que el de los “rayos α ”. Viajaban en línea recta, pero podían ser desviados con relativa facilidad con imanes y campos eléctricos. De esa manera se descubrió que tenían carga negativa. Como todo el mundo estaba muy contento con los electrones a los que se les había atribuido el transporte de la carga negativa, todo el mundo quedó satisfecho cuando se pudo determinar la reacción q/m de estos rayos β y se halló que era la misma que la de los electrones. De modo que algo quedó claro:

Los rayos β son haces de electrones.

c) Los rayos α en cambio, mostraron tener carga positiva, y ser muy difíciles de desviar. Es decir, Rutherford no los pudo desviar, en un principio. Luego de mucho trabajo logró idear una experiencia en la cual pudo producirles una levísima desviación que sirvió para anunciar que, en teoría, era posible desviarlos. En la práctica, esto era extremadamente difícil. Y eso era todo lo que se sabía. Ud. puede ahora buscar en una enciclopedia y enterarse que las partículas α son “núcleos de Helio”. Eso a Rutherford, no le hubiera dicho nada, porque el helio aún no había sido descubierto. Ni el núcleo. Ud. puede leer en una enciclopedia que una partícula α está compuesta por dos neutrones y dos protones. Rutherford tampoco podía haber entendido eso, pues no se conocían los neutrones ni los protones, ni se sabía que partículas así podían existir. No se sabía nada.

Lo único que se creía con cierta firmeza era que a la carga negativa del átomo la tenían los electrones, partículas de masa muy pequeña con relación al resto. Y sobre esta base, se especulaba acerca de la posibilidad de que el átomo fuera así:



Lo que constituía el MODELO ATÓMICO DE THOMSON. Thomson había sido el jefe de Rutherford, es decir que trabajaba conforme con tal modelo, que para él era, además, el modelo atómico del jefe.

Más de diez años estuvo Rutherford detrás del enigma de las partículas α , aprendiendo sus propiedades. En ese lapso se descubrió el helio y Rutherford fue quien halló la relación entre el helio y sus partículas α . No pudo hallar el enunciado que hoy está en cualquier enciclopedia: que las partículas α son núcleos de helio, pues no se sabía que existiese algo como el núcleo. Pero alguna relación halló.

► Actividad 4

Analice el siguiente cuadro comparativo de características y propiedades de las radiaciones α , β , γ y X.

Radiación	Desviación	Carga	Poder Penetrante	Partícula	Luz
α	Sí	Positiva	Muy bajo	Sí	No
β	Sí	Negativa	Muy bajo	Sí	No
γ	No	No	Muy alto	No	Sí
X	No	No	Alto	No	Sí

Experiencia de Rutherford: descubrimiento del núcleo atómico.

Y fue en 1909, tratando de confirmar el modelo de Thomson, cuando colocó a un joven ayudante a estudiar cómo un haz de partículas α podía atravesar una delgada hoja de oro (en la idea de que no iba a haber grandes desviaciones en las trayectorias de las partículas).

► Actividad 5

Si el átomo fuese como el descrito por el modelo atómico de Thomson; ¿cómo esperaría que fuese la trayectoria de una partícula α al acercarse a un átomo con esas características?

La idea de que las partículas α no podían desviarse mucho se basaba en que, según el modelo de Thomson, la carga positiva estaba distribuida en todo el volumen del átomo, y era algo así como una pasta “blanda” (los electrones se podían mover en su interior). Así que, o las sucesivas capas de átomos que hallaba la partícula α al atravesar la delgada capa de oro la frenaban, o la dejaban pasar. Pero no podían desviarla mucho. Las únicas partículas contra las que se podía “chocar” eran los electrones; pero éstos para la partícula α eran tan livianos, que se podía prever que ellos eran los que iban a ser despedidos. Era como tirar un tiro a una bolsa con arena: o el proyectil se frena, o la atraviesa. Pero no puede rebotar, a menos que dentro de la bolsa haya algún otro cuerpo, más duro y masivo, capaz de rechazar al proyectil. Bien, dejemos que sean las palabras de Rutherford en una conferencia pronunciada mucho después en 1937, en Cambridge, las que nos digan lo que sucedió.

“Ahora yo mismo estuve muy interesado en la siguiente etapa, ... y me gustaría usar este ejemplo para demostrarles cómo se tropieza uno a menudo con los hechos por accidente. En los primeros días había observado la dispersión de partículas α y el Dr. Geiger⁵ en mi laboratorio la había examinado en detalle. Él encontró, en piezas delgadas (láminas) de metal pesado, que la dispersión era usualmente pequeña, del orden de un grado. Un día Geiger vino a mí y dijo: “¿No cree Ud. que el joven Marsden⁶ a quien estoy entrenando en los métodos radioactivos debería principiar una pequeña investigación?”. Yo había pensado eso también, y le dije: “¿Por qué no dejamos que investigue si algunas partículas α pueden ser dispersadas en un ángulo grande?”. Puedo decirles en confianza que no creía que lo serían, ya que conocíamos que la partícula α era una gran partícula masiva muy rápida, con gran cantidad de energía, y podría demostrar que si la dispersión era debida al efecto acumulado de un número de pequeñas dispersiones, la probabilidad de que las partículas α fueran dispersadas hacia atrás era muy pequeña. Entonces, recuerdo que dos o tres días después Geiger vino a mí con gran excitación diciendo: “Hemos podido lograr que algunas de las partículas α regresaran...””.

Realmente era el evento más increíble que me había sucedido en mi vida. Era casi tan increíble como si Uds. dispararan una bala a un pedazo de papel delgado a cuarenta centímetros y ésta regresara y los golpeará. Al considerarlo me di cuenta de que esta dispersión hacia atrás debía ser el resultado de una sola colisión y cuando hice cálculos vi que era imposible obtener algo de

⁵Físico alemán que vivió en el período 1882- 1945.

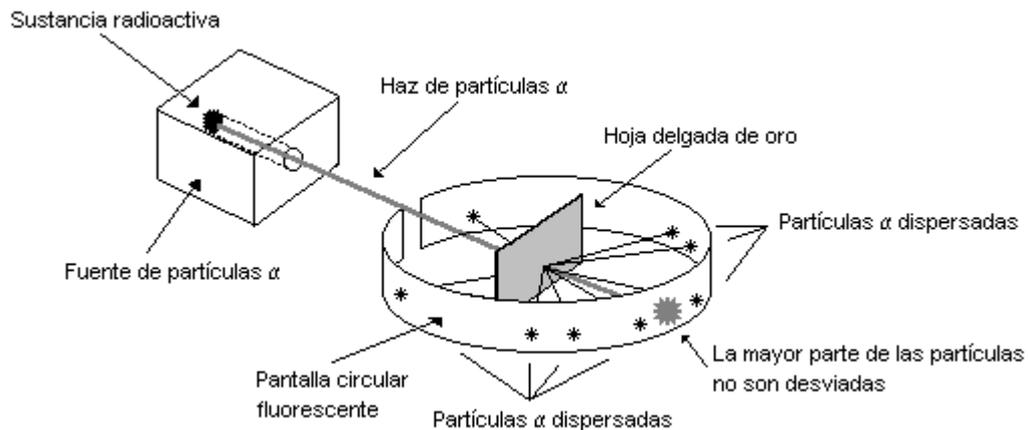
⁶Físico ayudante de Rutherford.

ese orden de magnitud a excepción de que se tomara un sistema en el cual la mayor parte de la masa del átomo estuviera concentrada en un pequeño núcleo. Fue entonces que tuve la idea de un átomo con un centro masivo minúsculo portando una carga”.

► **Actividad 6**

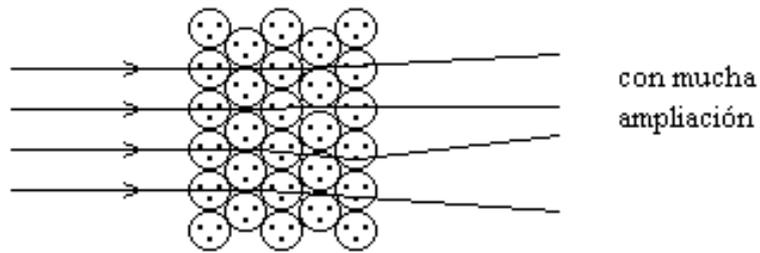
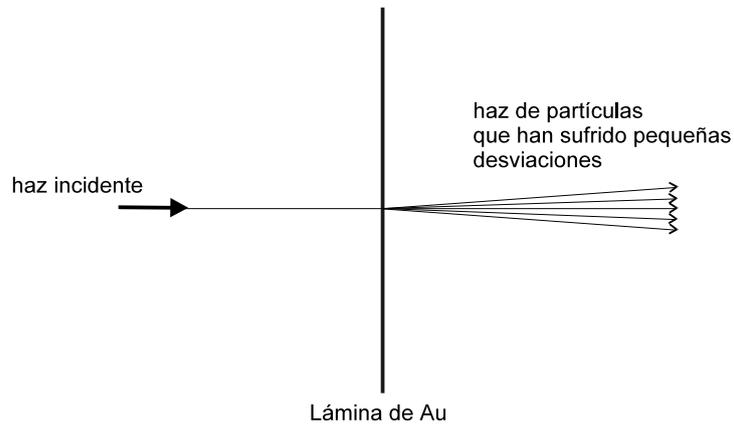
- a) ¿Qué postulados del modelo atómico de Thomson quedaron invalidados con la experiencia de Rutherford?
- b) ¿Qué postulados del modelo atómico de Thomson continuaron siendo válidos después del nuevo hallazgo?
- c) ¿Cómo modificaría el modelo atómico de Thomson para explicar los resultados de la experiencia de Rutherford?

Este es un esquema del diseño experimental empleado por Rutherford:

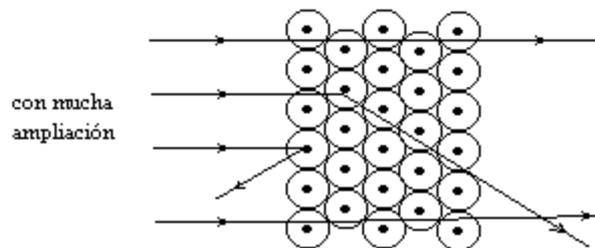
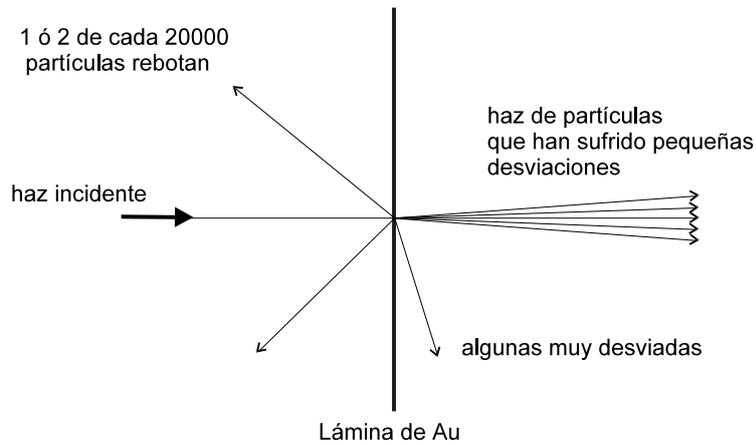


Y esto es sólo un esquema que no puede mostrar la real forma del aparato, el cual, además debía estar dentro de un dispositivo que permitía hacer vacío: condición indispensable para detectar la marcha de las partículas α .

Éste es un esquema de lo esperado al realizar la experiencia:



Y éste es un esquema de lo ocurrido al realizar la experiencia:



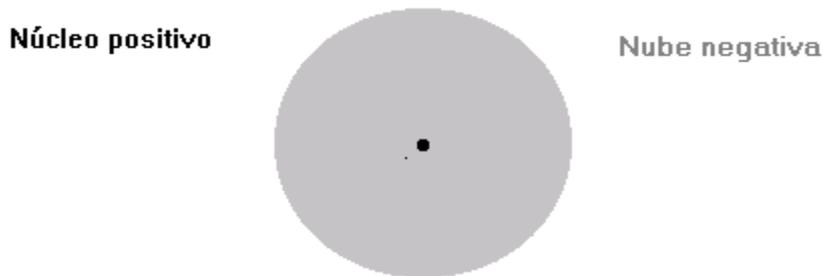
Todos estos esquemas adolecen de graves defectos de proporción. Son esquemas para sugerir ideas. Pero las cifras que comienzan a entrar en juego se resisten a ser imaginadas.

Por ejemplo:

Una lámina metálica por lo general detiene la luz, detiene los rayos X y detiene también los rayos α . Ésta no lo hacía porque su espesor era de aproximadamente $0,0004 \text{ mm} = 4 \times 10^{-4} \text{ mm}$. ¿Puede Ud., imaginar algo de este espesor? Se podría ver a través de esta lámina. Haría falta apilar 2500 placas para hacer 1 mm de espesor.

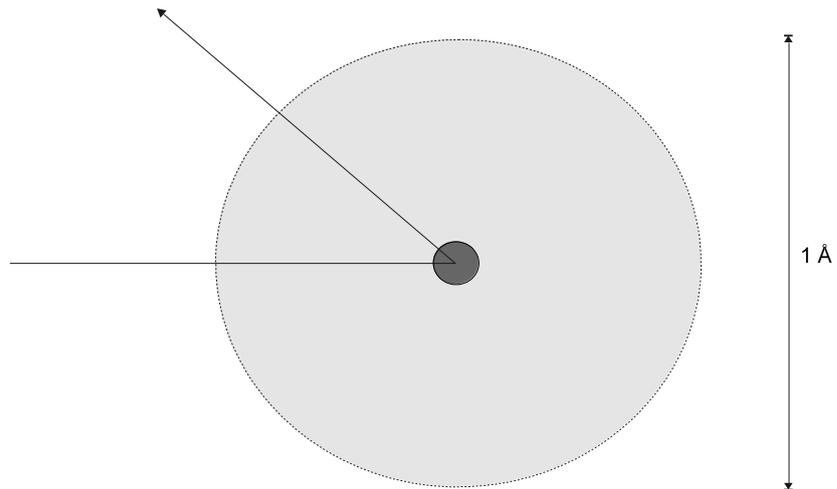
Geiger y Mardsen hallaron que una o dos partículas de cada 20000 se desviaban más de 90° (es decir “rebotaban”). ¿Cómo imagina Ud. que llegaron a ese resultado? ¿Habrán contado varias veces hasta 20000? ¿No hubiera pensado Ud. que uno en 20000 es algo que no debe ser tenido en cuenta, dado que está comprendido dentro de la incerteza de los experimentos?

Rutherford consideró que uno en 20000, habiendo sido confirmado, ERA MUY IMPORTANTE, así que efectuó sus cálculos y llegó a la conclusión que toda la carga positiva y casi toda la masa (algo así como el 99,9 % de ella) estaba concentrada en un núcleo cuyo diámetro era 10000 veces menor que el del átomo. ¿Puede Ud. imaginarlo?

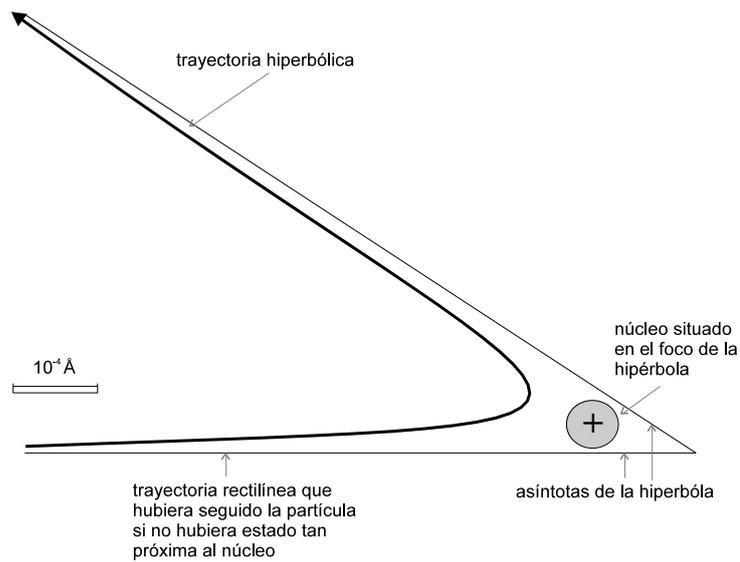


De acuerdo con lo dicho, está totalmente desproporcionado el tamaño del núcleo. Si aceptásemos al núcleo como está, el diámetro de la nube electrónica debería ser de 10 metros. Si dejásemos la nube como está el núcleo debería ser del tamaño de un glóbulo blanco. No se lo vería, y sería difícil de imaginar que ese glóbulo blanco contiene casi toda la masa del átomo. Así es que todos los dibujos adolecerán de este defecto. Dibujaremos átomos esféricos con núcleos bien robustos, para transmitir una idea. En un dibujo bien proporcionado el núcleo no se vería.

Rutherford hizo sus cálculos hizo repetir la “experiencia de dispersión de partículas α ” por sus ayudantes con mediciones muy cuidadosas y todas las predicciones se verificaron adecuadamente. Rutherford caminaba muy contento por los pasillos y anunciaba a todo el mundo: “Ya sabía cómo era el átomo”. Su esquema contemplaba que las únicas cosas realmente masivas que había en el interior de la lámina (o en el interior de cualquier sustancia), eran (y son) los minúsculos núcleos de los átomos. De modo que, una partícula α fácilmente podría atravesar la lámina sin hallar ningún núcleo en su camino (por supuesto, Rutherford debió hacer cálculos para poder afirmar eso). Por otra parte, una partícula α , en su viaje por el interior de la lámina chocaba seguramente con muchos electrones; pero éstos, tan livianos para ella, salían despedidos sin afectarla mucho. Ahora bien, si alguna de las partículas α estuviera dirigida directa o casi directamente hacia algún núcleo se aproximaría mucho (muchísimo) a él; y entonces la enorme fuerza repulsiva [partícula α : carga (+), núcleo: carga (+)], al ser el núcleo mucho más pesado, desviaría totalmente a la partícula α de su trayectoria original.

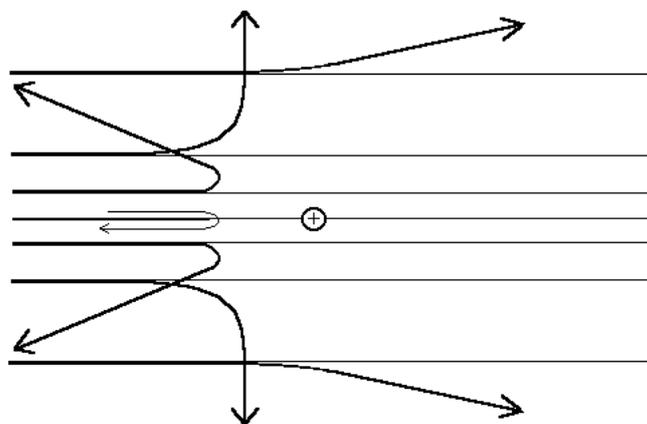


Y en una escala mucho más ampliada, de modo que pudiera percibirse el núcleo, se vería así:



Si imaginamos varias próximas a un núcleo tendremos algo como lo siguiente:

trayectorias dado,



“La fuerza repulsiva entre cargas de igual signo ... es inversamente proporcional al cuadrado de la distancia” (Ley de Coulomb).

Las partículas que pasan más lejos del núcleo, sufren fuerzas repulsivas débiles y se desvían poco; las que se acercan más, sufren fuerzas tremendas, y se desvían totalmente, como puede verse en el esquema anterior.

Y así fue como en mayo de 1911 Rutherford presentó sus resultados, los que dieron origen a un nuevo modelo atómico, ya que ahora se hacía necesario pensar que los electrones eran fuertemente atraídos por el núcleo, y por eso no cabía la posibilidad de que estuvieran en reposo.

► **Actividad 7**

Resuma las características del modelo atómico de Rutherford:

.....

.....

.....

.....

.....

El núcleo atrae muy fuertemente a los electrones. ¿Cómo es posible concebir que estos no se “peguen” a él?

Sabemos que los electrones se mantienen en general “lejos” del núcleo. Lejos significa a distancias del orden de 1 Å; o 0,5 Å; o 0,1 Å; o algo parecido - ya mencionamos que cualquiera de estas distancias, desde el “punto de vista” del núcleo, es inmensa (sabemos que el valor de las distancias núcleo-electrón es de ese orden, en promedio, porque ese es el tamaño del átomo, que es conocido). Podemos intentar una explicación y una respuesta a la pregunta anterior, haciendo una analogía:

El Sol atrae fuertemente a los planetas, pero éstos se mantienen lejos, porque están en órbita. El movimiento se mantiene indefinidamente, porque no hay fuerzas de rozamiento, en el vacío interplanetario. Del mismo modo, nos vemos inducidos a imaginar (no podemos verlos) a los electrones en órbita en torno al núcleo. El movimiento se mantendrá indefinidamente porque no habría rozamiento en el vacío interatómico. Las cifras involucradas son difíciles de imaginar: los tamaños muy pequeños; todas las velocidades serían muy altas (¡miles de km/s podría llegar a ser la velocidad media de un electrón en órbita!); los lapsos empleados en cualquier evento, inimaginablemente breves; y el número de veces por segundo que se recorre una órbita, inimaginablemente inmenso. Los verbos se han utilizado en modo condicional porque no decimos que estas cosas sean así en realidad, sino que así deberían ser para completar esta analogía que es el Modelo de Rutherford.

Un modelo es una construcción conceptual, que sirve como herramienta para tratar de interpretar la realidad, pero que NO ES la realidad.

Este modelo atómico de Rutherford (en honor a Ernest Rutherford, quien lo propuso en 1911), también llamado modelo clásico del átomo, ha sido superado luego por otros modelos cuánticos, que se ajustan mejor a la realidad y que tienen su origen en la teoría cuántica de la materia, de algunas de cuyas ideas hablaremos enseguida.

¿Dónde están los electrones?, ¿Cómo se mueven?

Rutherford reconocía que los electrones debían estar en movimiento o sino serían atraídos hacia el núcleo, pero su modelo dejaba una imagen incompleta de cómo los electrones están distribuidos alrededor del mismo. Él sugería que los electrones podían orbitar el núcleo como los planetas orbitan el sol. Sin embargo, las leyes de física ya conocidas en los tiempos de Rutherford, predecían que las partículas cargadas como los electrones, cuando se mueven en un campo de fuerza como el del núcleo deberían emitir radiación, perdiendo gradualmente energía y, por lo tanto, al ser atraídos por el núcleo terminarían colapsando con él. Dado que esto no sucede, serían necesarias nuevas leyes. La física clásica estaba basada en el comportamiento de objetos grandes, fácilmente visibles. Pero estas leyes no sirvieron para explicar lo que ocurría en el mundo submicroscópico. A principios de 1900 varios avances teóricos fundamentales fueron hechos y una “nueva física” nació. Basada en lo que llamamos teoría cuántica, la nueva física trata con éxito los fenómenos en los que participan partículas del tamaño de moléculas, átomos y electrones con la energía de radiación.

La introducción de la teoría cuántica revolucionó nuestro entendimiento acerca de la materia y de la energía, y nos llevó directamente a la físico-química moderna. La teoría cuántica considera la existencia de los **cuantos** (o *quanta*). Un cuanto es un paquete de energía que está sólo disponible en cantidades separadas y discretas, es decir, que no puede tomar cualquier valor.

Imagine que una juguetería tiene como oferta una pelota por \$10,00, dos pelotas por \$18,50 y tres pelotas por \$25,00. Entonces, el dinero que pago está cuantizado, porque no puedo pagar \$12,00 ni \$10,01, sólo \$10,00, \$18,50 o \$25,00.

La idea de que la energía está cuantizada fue introducida en 1900 por **Max Planck** (Alemania, 1858-1947) y numerosos trabajos posteriores nos permiten decir que en la naturaleza la energía está cuantizada en cualquier proceso que imaginemos: al ser absorbida, al ser emitida, al ser transferida, etc... (Por ahora sólo nos interesa hablar de los cuantos de energía, que son los que dieron origen a la teoría. Pero la teoría actual prevé la cuantización de muchas otras variables).

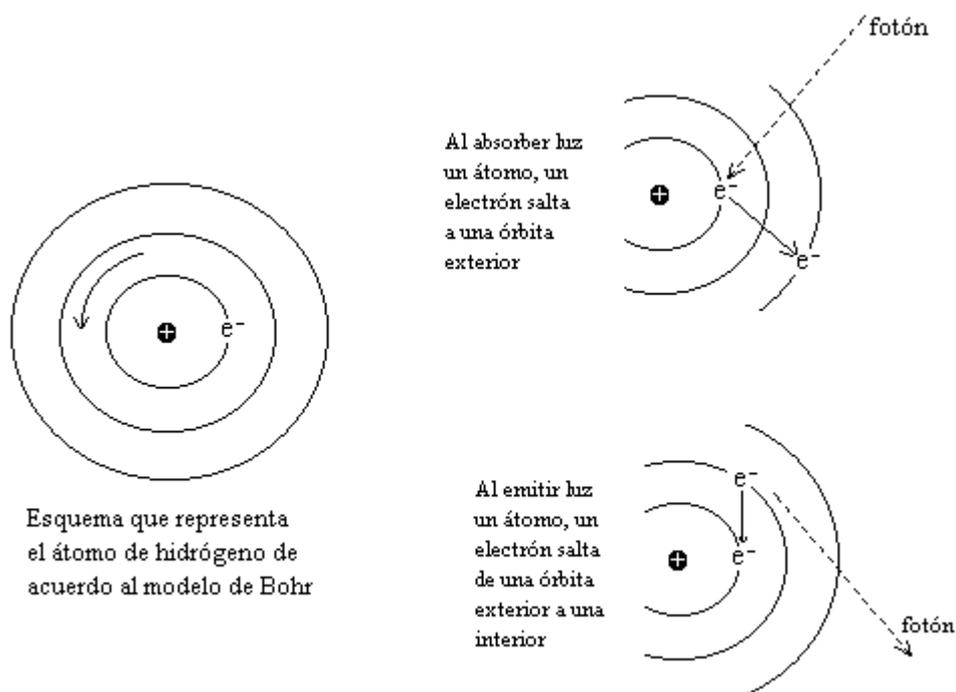
Modelo atómico de Bohr: cuantización de la energía

El gran físico danés **Niels Bohr** (1885-1962) presentó en 1913 el primer modelo de átomo basado en la cuantización de la energía y describió detalladamente como debía moverse el electrón.

El modelo de Bohr explicó la estructura del átomo más simple, el de Hidrógeno, y su espectro (de “emisión” y de “absorción”). Superó los puntos conflictivos del modelo atómico de Rutherford simplemente suponiendo que la física clásica estaba equivocada. Bohr planteó que no hay razón para esperar que los electrones en el átomo irradian energía.

A partir de la matemática y por un camino completamente no experimental presentó su teoría basada en los siguientes postulados, que son conocidos como los postulados de Bohr:

- 1) En un átomo, el electrón tiene permitidos únicamente ciertos estados definidos de movimiento: cada uno de estos estados llamados estacionarios tiene una energía fija y definida, porque la energía está cuantizada.
- 2) Cuando un electrón está en uno de estos estados, el átomo no irradia (es decir no emite energía), ni tampoco la absorbe; pero cuando el electrón cambia de un estado de alta energía a un estado de energía inferior, el átomo emite un cuanto de radiación cuya energía es igual a la diferencia de energía entre los dos estados.
- 3) En cualquiera de estos estados, el electrón se mueve siguiendo una órbita circular alrededor del núcleo.



Si bien este modelo permitió dar un gran paso en la interpretación de muchos de los hechos experimentales observados en sistemas unielectrónicos (el modelo de Bohr permitió interpretar el espectro de emisión de líneas del átomo de hidrógeno, lo que era una fuerte evidencia experimental de su validez), también es cierto que muchos otros quedaron sin respuesta, sobre todo los que se referían al comportamiento de átomos con más de un electrón (multielectrónicos).

► **Actividad 8**

a) ¿Por qué se debió desarrollar la física cuántica?

.....
.....
.....

b) ¿Qué modificaciones introdujo Bohr al modelo atómico de Rutherford?

.....
.....
.....

Evolución del modelo atómico después de Bohr

En 1923 **Louis De Broglie**, quien aceptaba el tratamiento de la luz como una onda electromagnética, sugirió que las partículas muy pequeñas —de dimensiones atómicas o subatómicas— y que se mueven a grandes velocidades (entiéndase que las partículas son materiales es decir que tienen masa y ocupan un lugar en el espacio) pueden comportarse en algunos casos como ondas electromagnéticas. El electrón, como Ud. sabe, es una partícula, pero también (según la teoría de De Broglie) puede comportarse como una onda. En realidad, el tratamiento de las ondas electromagnéticas como constituidas por partículas materiales no era un tema nuevo. Desde hacía varios años, el interrogante sobre la naturaleza de la luz y su comportamiento a veces como onda, otras como partículas, estaba en la mente de muchos pensadores.

Werner Heisenberg (Alemania, 1901-1976) contribuyó a desarrollar la teoría del movimiento del electrón. Él no pudo decir dónde estaba el electrón, es más, dijo que jamás podremos saberlo porque llegó a una conclusión que hoy conocemos como *principio de incertidumbre o de indeterminación*, que debe ser tenida muy en cuenta al tratar de entender el mundo submicroscópico. Este principio es aplicable a todas las partículas del átomo, especialmente al electrón, ya que se comportan como ondas y establece que para tales partículas es imposible determinar simultáneamente su posición y velocidad con una exactitud determinada. Por analogía podemos decir que, como el electrón puede comportarse como onda o partícula, es imposible saber dónde está y a qué velocidad se mueve dentro del átomo al mismo tiempo. Dado que no se puede conocer simultáneamente la posición y la velocidad de un electrón, no es posible que al moverse siga una trayectoria definida; es decir que el electrón no puede moverse siguiendo una trayectoria circular como había postulado Bohr.

Entonces: ¿dónde están los electrones?, ¿qué pasa con las órbitas circulares?

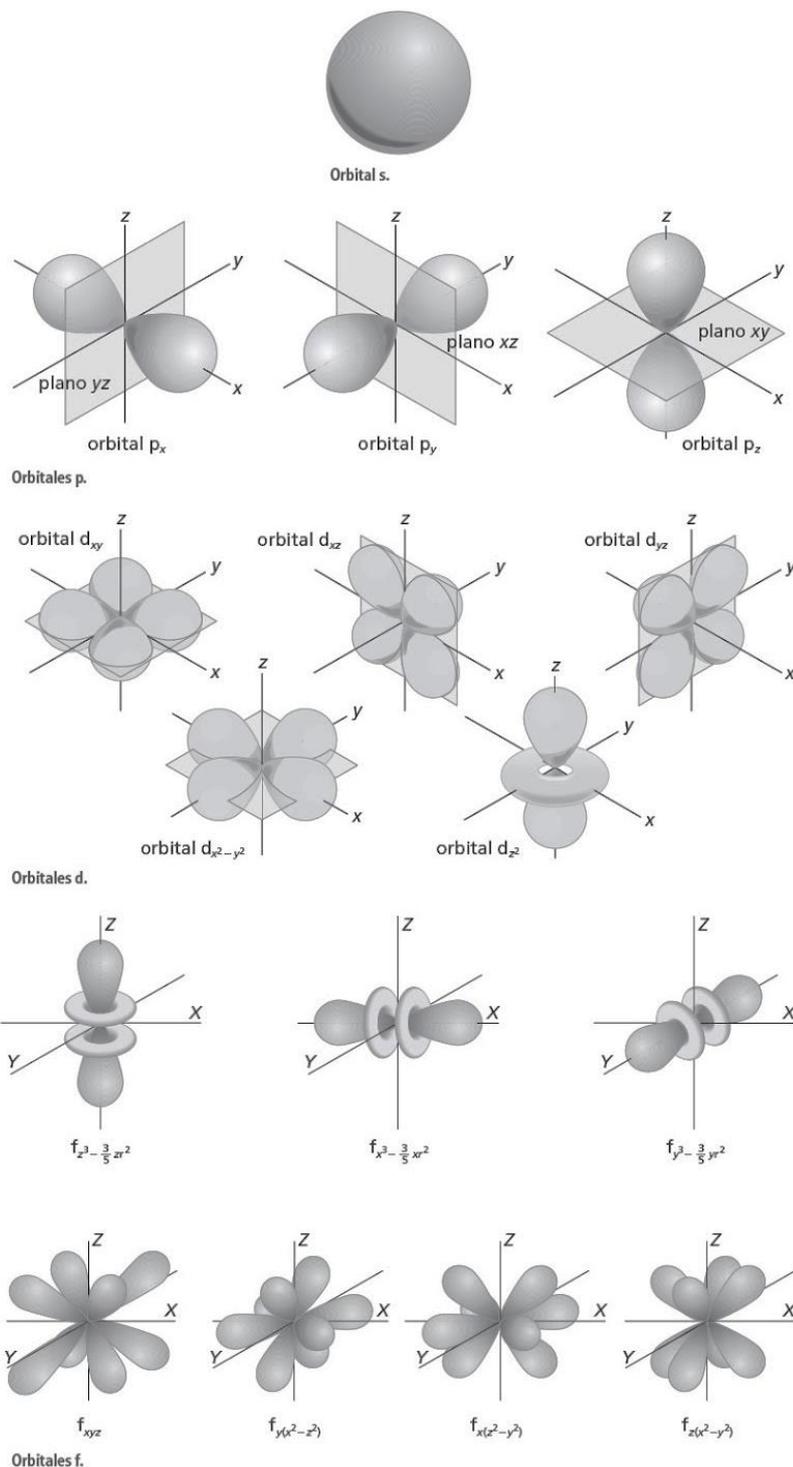
Erwin Schrödinger (Austria, 1887-1961), un físico que gustaba de la filosofía y es actualmente reconocido como uno de los padres de la mecánica cuántica, elaboró una respuesta a tales interrogantes. Considerando el comportamiento de los electrones como onda encontró una ecuación que permite conocer la probabilidad de que un electrón se encuentre en una cierta región del espacio. El espacio o zona en el cual es más probable encontrar un electrón con un

nivel de energía específico es llamado “orbital atómico”. Note la diferencia entre la órbita de Bohr y el orbital de Schrödinger. Una órbita es una trayectoria (un “camino”) a través del espacio claramente definida; en cambio un orbital es una región en el espacio alrededor del núcleo en la cual sabemos que es más probable encontrar el electrón, pero de acuerdo al principio de Heisenberg no podemos localizar exactamente su posición.

En el modelo de Bohr, se postulaba una órbita circular de radio $0,529177\text{\AA}$, para el nivel de energía $n = 1$ en el átomo de Hidrógeno, el cuál coincide con el obtenido por la Mecánica Cuántica. La diferencia reside en que, el orbital ocupa un espacio tridimensional y es de forma esférica, por lo que el radio de Bohr no sería el radio de una órbita si no que es la distancia al núcleo donde sería más probable encontrar al electrón. Debe quedarnos claro que, aunque no podemos saber dónde está el electrón exactamente, sí podemos averiguar la probabilidad de encontrarlo dentro de determinadas zonas del espacio de acuerdo a la energía fija y definida que tiene un electrón moviéndose alrededor del núcleo. Estas “zonas o regiones del espacio” pueden ser representadas gráficamente a partir de la ecuación de Schrödinger. Al resolver matemáticamente dicha ecuación surgen de manera natural los números cuánticos (llamados así porque se relacionan con la cuantización de la energía), de los cuales usted habrá escuchado (y seguirá escuchando), pero en los cuales no nos detendremos en este curso.

Los números cuánticos están relacionados directamente con la forma y simetría de los orbitales. Podemos distinguir cuatro tipos de orbitales atómicos de “forma” diferente (y números cuánticos diferentes) los que se denominan s, p, d y f. En una sección posterior, Ud. comprenderá la importancia de los “orbitales atómicos” y de su “forma”, en la existencia de moléculas y otras especies químicas. Por ahora, en la figura de la página siguiente, le mostramos la “forma” de los distintos orbitales atómicos para que se vaya familiarizando.

Lo que se representa es la distribución en el espacio (región o zona) de la probabilidad de encontrar el electrón, es decir la “forma” del orbital atómico. Ud. luego conocerá el significado de expresar al orbital esférico como “1s” y no “s”, solamente, como así también por qué los orbitales 2p son tres, los 3d cinco y los 4f siete. Ud. los comprenderá en otras materias de su carrera donde se analizarán en detalle. Por ahora, sólo es necesario que observe su “forma” y simetría, por qué reciben diferentes nombres de acuerdo a estas características, en qué se asemejan y en qué se diferencian los orbitales de tipo s, p o d. Observando las figuras Ud. podrá deducir en que zona del espacio es más probable encontrar el electrón de acuerdo a qué tipo de orbital se trate.



Podés ver más detalles de los orbitales en https://www.youtube.com/watch?v=ZxG_nxBhRD8

El modelo atómico actual se basa en la Mecánica Cuántica, la cual considera que la energía está cuantizada. Además, los electrones no se mueven en posiciones exactamente determinadas (órbitas) si no que ocupan una región del espacio cuya forma dependerá del nivel de energía en que se encuentren. Estas regiones son los orbitales y son la probabilidad de encontrar al electrón. Un esquema del átomo sería:

- 1) Existe un núcleo central, cargado positivamente, que concentra la casi totalidad de la masa atómica. Está formado por protones y neutrones.
- 2) Alrededor del núcleo se encuentran los electrones ocupando los orbitales. Estos orbitales están caracterizados por una energía determinada o nivel energético. Cada orbital puede ser ocupado por dos electrones como máximo debido al Principio de Exclusión de Pauli.

► Actividad 9

- 1) Realice un cuadro sinóptico con la evolución de los modelos atómicos, desde el modelo de Dalton hasta el actual, en el cual consten los postulados de cada modelo que se desecharon y los que se mantuvieron de un modelo a otro y los hechos experimentales que motivaron la evolución que se estudió en esta guía.
- 2) Discuta sus conclusiones con sus compañeros y el docente.
- 3) ¿Qué relación encuentra entre lo estudiado en esta guía y la construcción del conocimiento científico?

► Actividad 10

Si se repitiera la experiencia de Rutherford, considerando el modelo atómico actual se observaría que:

- a) La mayoría de las partículas alfa rebotarían debido a que los electrones no giran en órbitas definidas sino que se mueven generando una nube electrónica alrededor del núcleo.
- b) Sólo algunas partículas alfa rebotarían, verificando la existencia de un núcleo denso y cargado positivamente.
- c) Ninguna partícula alfa atravesaría la lámina de oro ya que quedarían atrapadas en la nube electrónica negativa, verificando de esta forma la existencia de los electrones.
- d) Las partículas alfa rebotarían debido a que la energía de los electrones está cuantizada.

Historia de la química: el génesis de la tabla periódica

Hace más de cien años que la Tabla Periódica preside, como un monumento, los laboratorios de química en el mundo. Se ha estirado y alargado un poco y ya no se fundamenta sobre las mismas bases, pero su aspecto general no ha cambiado. Mendeleiev (Rusia, 1834-1907) cuando elaboró su clasificación periódica en 1869 ignoraba las razones atómicas que explicaban la periodicidad de las propiedades químicas y conocía bastantes menos elementos que nosotros. ¿Cómo pudo hacer un descubrimiento así?

Resulta tentador atribuirlo a una “intuición genial” o a un “sueño visionario”. Pero la realidad histórica es otra. La clasificación periódica no brotó como una chispa repentina en terreno virgen. Mendeleiev se esforzó durante años para conseguir la tabla que expresa la ley periódica; por otra parte, no fue el primero - ni el último - en intentar clasificar los elementos químicos. Antes que la suya se propusieron decenas de tablas, más o menos completas, más o menos aproximadas, que han caído en los “olvidos” de la historia. Los predecesores de Mendeleiev han representado un papel determinante en la génesis de la Tabla Periódica; tan determinante que el descubrimiento no debe atribuirse únicamente a Mendeleiev, sino a seis químicos que entre 1862 y 1869, construyeron progresivamente el sistema periódico. Aquí no se trata de redistribuir los premios y la escala de los méritos, sino más bien de circunscribir las circunstancias y condiciones de la construcción de la Tabla Periódica. ¿Cuándo y cómo se planteó el problema de una clasificación de los elementos? ¿Cuáles son las grandes etapas de su génesis? ¿Cuál es el aporte personal de Mendeleiev que ha podido justificar su celebridad? Sólo considerando estas tres preguntas puede llegar a comprenderse mejor el “milagro” que ha permitido agrupar en una tabla los ladrillos elementales que forman todo el universo material.

Rápidamente se comprende porqué se planteó el problema de una clasificación de los elementos, si se imagina la situación de un profesor de química hace aproximadamente un siglo atrás. ¿Cómo es posible almacenar la suma de conocimientos acumulados acerca de miles de sustancias?

Ello era posible cuando esa variedad podía reducirse a los cuatro elementos fundamentales heredados de Aristóteles: la tierra, el aire, el agua y el fuego. Pero he aquí que, en el Siglo XVIII, los progresos conjuntos de la metalurgia y el análisis químico hicieron estallar estas cuatro unidades: se identificaron varias tierras en las minas, se aislaron varias clases de aire, el agua fue descompuesta por Lavoiser (francés, 1734-1794) quien descubrió posteriormente la composición exacta del aire. Todo sucedía como si los progresos obligaran a renunciar al deseo racional de volver a llevar lo múltiple a la unidad; es decir, de la doctrina de Aristóteles, cuatro elementos, ahora debía pasarse a varias decenas, o sea, aceptar una pluralidad indefinida de elementos.

Las dificultades aumentaron cuando a principio de siglo, apareció Volta (italiano, 1745-1827) con una nueva técnica de análisis que utilizaba el principio de la pila que lleva su nombre, la electrólisis. A partir de esto, los cuerpos simples se multiplicaron: Lavoiser había enumerado 33 elementos (no todos simples); en 1830 ya eran 50 y en la década del 60, más de 60.

Todas las clasificaciones de elementos intentadas durante el siglo XIX procedían de dos puntos diametralmente opuestos sobre la cuestión del pluralismo de los elementos: Por un lado, se suponía la existencia de un elemento originario, una materia primera de la que se derivarían todos los elementos conocidos. Tal es el sentido de la hipótesis elaborada por Prout a principios

de siglo. Suponía que todos los cuerpos simples derivaban de una materia primera única, que sería el hidrógeno. Por otro lado, Mendeleiev rechazaba en bloque todas las hipótesis de una materia primera. Proclamaba la individualidad de los elementos y la imposibilidad de transmutarlos.

La idea de Prout se abrió paso rápidamente porque la mayoría de los pesos atómicos asignados a los elementos de aquella época eran múltiplos enteros del valor atribuido al átomo de hidrógeno. Con esta idea se alentaron investigaciones sobre la determinación de las masas atómicas y además, se agudizó la necesidad de sistematización de los resultados experimentales, activando en particular la investigación de parentescos y relaciones entre los elementos; finalmente, se impuso la primacía de un sistema de clasificación: la masa atómica. Las relaciones numéricas entre los pesos atómicos, considerados como índices de filiación, debían permitir tejer poco a poco una red de familias químicas, en el propio sentido del término, hasta formar el árbol genealógico de la materia inerte.

En este sentido, en 1817, el profesor Döbereiner descubrió una notable relación: la masa “equivalente” (hoy se diría molecular) del óxido de estroncio (50) es igual a la media aritmética del óxido de calcio (27,5) y del óxido de bario (72,5), en un sistema en el que el **H = 1** y el **Cl = 7,5**. En aquella época fue un hecho puntual y aislado, pero 12 años más tarde, a partir de masas atómicas más precisas obtenidas por Berzelius, Döbereiner empezó a generalizar la idea de las triadas y propuso series como:

$$Br = \frac{Cl + I}{2} \qquad Na = \frac{Li + K}{2} \qquad Se = \frac{S + Te}{2}$$

Diez años después, Gmelin pasó de las triadas a las series de elementos. El concretó toda su atención en las relaciones aritméticas entre las masas atómicas y despreció las analogías químicas, pero esta alternativa no tuvo una resonancia adecuada entre los químicos.

Luego se observó una pausa en el impulso clasificador debido al desarrollo de la química orgánica. Las nuevas propuestas para clasificar los elementos se oponían cada vez más a la hipótesis unitaria de Prout. Para descubrir la ley periódica había necesidad de renunciar al culto de los nombres y el fetichismo de la aritmética para concentrarse en las analogías químicas. Esto se produjo en el Primer Congreso Internacional de Química en 1860. Allí se dio fin a una larga querrela de medio siglo de duración que opuso los atomistas a los “equivalencistas” que preferían hablar de “masa equivalente” y, por lo tanto, rehusaban cualquier hipótesis sobre la constitución de la materia. Esta disputa tuvo por principales afectos el rechazo de la distinción entre molécula y átomo, y una divergencia cada vez más acusada en los sistemas de masas atómicas. La finalidad del congreso era llegar a un acuerdo. Después de numerosas discusiones, el sistema de Cannizzaro (Italia, 1826-1910), formado sobre la base de la ley de Avogadro (Italia, 1776-1856), fue el que finalmente obtuvo la adhesión de la mayoría de los químicos.

Los sucesivos ensayos de Newlands demostraron la importancia de aquel nuevo sistema de masas atómicas. Newlands había formado 11 grupos de elementos de propiedades análogas y observó que la diferencia de las masas atómicas entre dos elementos es aproximadamente igual a 8 o a un múltiplo de 8. En 1864 con las masas atómicas de Cannizzaro consiguió formar un verdadero sistema y anunció en 1865 la “ley de las octavas”, según la cual las propiedades se

repetían cada siete elementos. Newlands fue el primero en hacer previsiones de elementos: a veces erróneamente, como la de un elemento intermedio entre el paladio y el platino; a veces acertadamente, como la de un elemento de masa atómica 73 entre el silicio y el estaño que corresponde al lugar del futuro germanio. En el mismo año que Newlands, Odling formó un sistema más completo. Contaba con 57 elementos (de 60 conocidos) y era más fiel al orden de crecimiento de masas atómicas. También dejó lugares vacíos para elementos por descubrir, particularmente entre las masas atómicas 40 y 60 y entre 64 y 75. Por lo tanto, se trataba de una disposición muy próxima a la de Mendeleiev. Todavía más cerca de Mendeleiev - tan próxima que no se pudo evitar una querrela de prioridad-, surgió la Tabla de Julius Lothar Meyer (Alemania, 1830-1895). Ambos químicos querían clasificar los elementos por el mismo motivo: querían hacer un manual de química para sus estudiantes en el cual se presentara una química racional, ordenada y sistemática. Se ve aquí que los intereses pedagógicos pudieron ser el origen de un gran descubrimiento.

Lothar Meyer construyó un sistema periódico muy semejante al de Mendeleiev en 1868, un año antes que él, pero como no lo publicó hasta 1870 tuvo una querrela de prioridad, sin entrar en detalle es posible subrayar las diferencias entre los dos sistemas rivales. Lo más evidente es que Meyer no previó las propiedades de los elementos por descubrir ni se atrevió a corregir masas atómicas. Meyer, sin ser partidario de la hipótesis de Prout, dudó siempre de la individualidad de los átomos y nunca perdió la esperanza de que se descubriese una materia primera originaria que diese cuenta de las analogías expuestas en su Tabla. Mendeleiev, por su parte, rechazaba esta hipótesis de plano, las consideraba como “utopías de la razón”. En lugar de intentar buscar, como la mayoría de sus antecesores, algunas líneas de parentesco para remontarse hasta un ancestro común, Mendeleiev aspiraba a abarcar lo múltiple en la unidad a deducir una ley única, sin excepciones ni fallos. Esta idea no solo surgió porque se habían corregido las masas atómicas sino también porque con la ley de Avogadro se impuso una distinción entre átomo y molécula.

Para clasificar los elementos, Mendeleiev parte de lo concreto: estudia el agua, el aire, después los compuestos carbonatados y finalmente la sal de cocina. Partiendo de sustancias familiares define poco a poco, las propiedades elementales del hidrógeno, del oxígeno, del nitrógeno, del carbono, del sodio y del cloro; todos son cabeza de fila (o segundo para el sodio y el cloro) de grupos verticales de la futura clasificación. Este plan de construcción muestra la originalidad del proceso de Mendeleiev, ya que, la mayoría de sus predecesores consideraban sobre todo parecidos para formar familias, él atendió de entrada a las diferencias y confrontó a los elementos según sus propiedades químicas más contrastadas. Fue comparado así, los extremos, metales alcalinos y halógenos. Estos dos grupos constituyeron el armazón del edificio. Una vez denominado este esquema general, el orden y la razón de las analogías locales fueron manifestándose poco a poco; las diferentes familias, ya conocidas en su mayoría, fueron disponiéndose de acuerdo con el orden de crecimiento de la masa atómica de los elementos.

Finalmente propuso una tabla compacta con grupos verticales y periodos horizontales. Esta no fue la tabla ideal, ya que no pudo expresar en ella las “analogías diagonales” pero la Tabla Periódica de Mendeleiev sirvió como base fundamental en la construcción de la actual Tabla Periódica de los Elementos.

► **Actividad 11**

- a) Resuma en pocas palabras cuáles fueron los criterios utilizados para clasificar los elementos en el Siglo XIX.
- b) Realice un esquema en donde se indiquen las similitudes y diferencias entre la clasificación de los elementos realizada por Mendeleiev y Meyer.
- c) Compare sus conclusiones con las de sus compañeros y discuta con ellos y su docente.

► **Actividad 12**

- a) Teniendo en cuenta el modelo atómico actual, dibuje el átomo de hidrógeno e identifique la ubicación de las partículas sub-atómicas (un protón y un electrón).

- b) Teniendo en cuenta el modelo atómico actual, dibuje el átomo de helio (He).

Identifique la ubicación de las partículas sub-atómicas (dos protones, dos neutrones y dos electrones).

- c) En ambos ejemplos verifique la electroneutralidad.

- d) Discuta sus resultados con sus compañeros y confronte con el docente.

► **Actividad 13**

- a) Indique con sus palabras el significado de *fórmula química*. Escriba un ejemplo.

.....
.....
.....

- b) Nombre la fórmula que escribió.

.....

- c) Realice una lista de las herramientas que considera necesarias para escribir y nombrar correctamente una fórmula química.

.....
.....
.....
d) Defina con sus palabras lo que entiende por valencia.

.....
.....
.....
e) Defina con sus palabras lo que entiende por número de oxidación.

.....
.....
.....
f) Defina con sus palabras lo que entiende por *número másico* y *número atómico*.

.....
.....
.....
g) Indique cuál/es de la/s siguiente/s afirmación/e/s es/son verdadera/s. **J.S.R.** (justifique sus respuestas).

- las fórmulas químicas son representaciones de la naturaleza interna de la materia.

.....
la valencia es la afinidad de un elemento para combinarse con otro.

- la valencia es un número natural.

- el número de oxidación es un número sin signo.

- el número de oxidación es igual a la valencia pero tiene signo positivo o negativo.

- el número de oxidación es igual al número de electrones ganados o cedidos por un átomo.
-
.....

Configuración electrónica de los átomos

Para el estudiante de química conocer la distribución de electrones en la zona que rodea el núcleo de cualquier átomo, le aporta información relevante. De acuerdo al modelo atómico actual, se puede asegurar que los electrones del átomo no ocupan cualquier zona del espacio, sino que la probabilidad de encontrarlos es mayor en ciertas y determinadas zonas que en otras.

Estas zonas o espacios se corresponden con ciertos y determinados niveles de energía de interacción entre el núcleo y cada uno de los electrones. Estos niveles se representan con números enteros (1,2,3,4...n) y se corresponden con las capas de Bohr K, L, M, N, etc. A medida que este número aumenta, significa que los electrones tendrán mayores probabilidades de

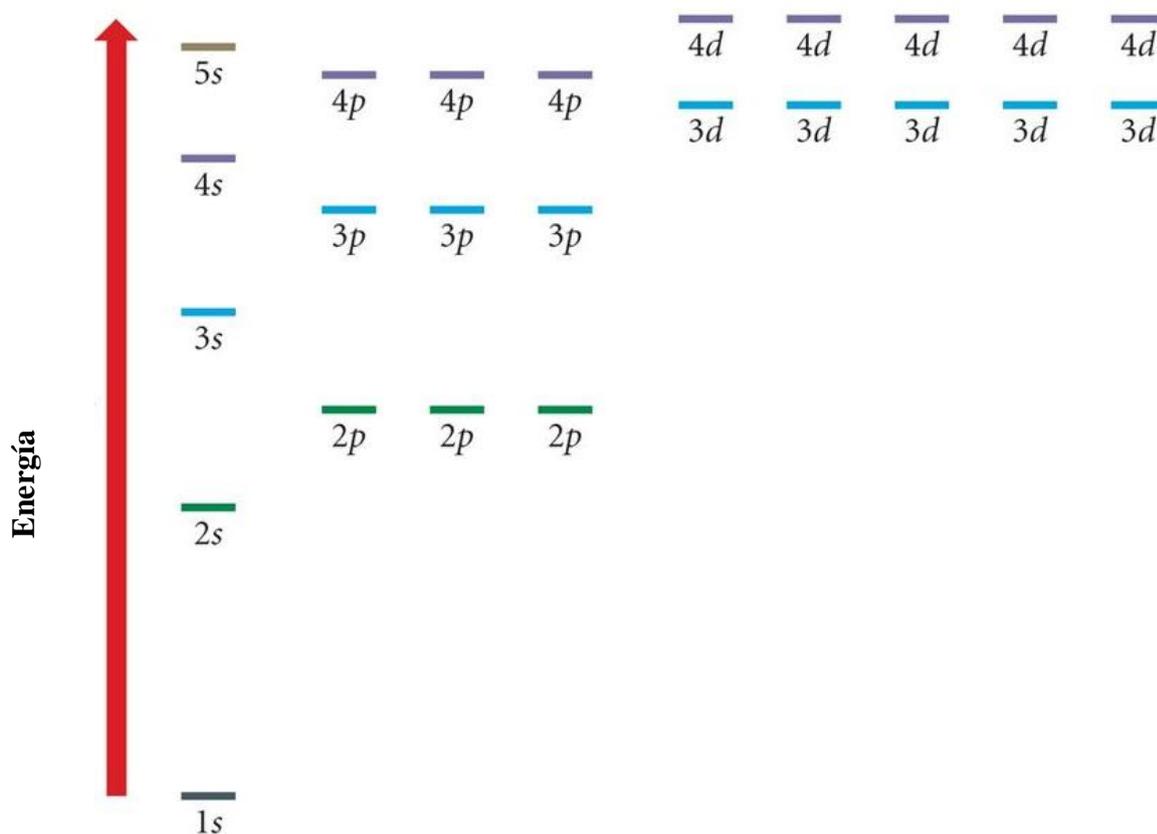
encontrarse más alejados del núcleo. Dentro de cada nivel hay subniveles que se representan con las letras *s*, *p*, *d* y *f* que pueden alojar un número máximo de electrones:

subnivel	número máximo de electrones	Representación
<i>s</i>	2	$s^{(1-2)}$
<i>p</i>	6	$p^{(1...6)}$
<i>d</i>	10	$d^{(1...10)}$
<i>f</i>	14	$f^{(1...14)}$

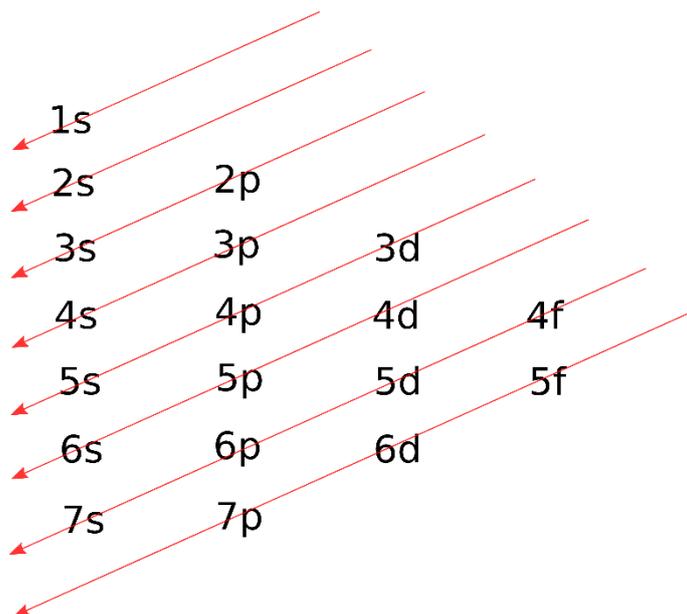
Tanto la teoría como los estudios experimentales, han demostrado que el orden de energía creciente para los diferentes orbitales es:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s \cong 3d < 4p < 5s \cong 4d < 5p < 6s \cong 4f \cong 5d < 6p < 7s < 5f$$

En general se da la siguiente regularidad: los subniveles *ns*, (*n* - 1) *d* y (*n* - 2) *f* se diferencian poco en energía y siempre tienen menor energía que el subnivel *np*. En la siguiente página puede verse un diagrama aproximado de los niveles relativos de energía de los orbitales atómicos.



Existe una regla nemotécnica para recordar el orden de energía creciente de los subniveles atómicos, que consiste en disponer a los mismos según el esquema que se muestra a continuación y ordenarlos según la serie de diagonales.



Por ejemplo, si un átomo tiene 5 electrones, la distribución electrónica que presenta es:

NIVEL 1: $[1s^2]$

NIVEL 2: $\{[2s^2][2p^1]\}$

Esto indica que:

- en el nivel **1** (_K) el subnivel *s* contiene 2 electrones.
- en el nivel **2** (_L) el subnivel *s* contiene 2 electrones.
- en el nivel **2** (_L) el subnivel *p* contiene 1 electrón.

El conocimiento de la distribución de los electrones de un átomo sirve para identificarlo y también para predecir su comportamiento

► **Actividad 14**

1) Teniendo en cuenta todo lo anterior, escriba la distribución de electrones en los átomos que presentan:

9 electrones.....

10 electrones.....

12 electrones.....

15 electrones.....

2) Nombre los parámetros que diferencian un elemento de otro.

3) Responda: ¿A dónde se recurre usualmente para encontrar a los elementos químicos, sus símbolos y números atómicos característicos?

.....
.....

Los elementos y la tabla periódica

► Actividad 15

1) Defina *elemento* (recuerde la clasificación de sistemas materiales de la guía de “La Materia”).

.....
.....

2) Lea el siguiente texto:

Recién en 1870, el químico ruso Dimitri Mendeleiev descubrió que las propiedades de algunos elementos y compuestos eran parecidos y construyó la primera Tabla Periódica, base de todas las versiones posteriores. La periodicidad de los elementos utilizada por Mendeleiev fue aceptada desde un comienzo como una propuesta válida, sin embargo, éste debió realizar algunas inversiones en la Tabla Periódica que construyó.

Con el objeto de resaltar que eran las analogías de las propiedades físicas y químicas lo que determinaba su posición en la Tabla, ubicó antes al elemento argón (Ar; P.A. o M.A.: 39,948) que al potasio (K; P.A. o M.A.: 39,098), a pesar de que éste era más liviano. Él argumentaba la posibilidad de que algunas de las masas atómicas (pesos atómicos) de esos elementos no fueran lo suficientemente exactos, lo cual hoy, podemos decir que es falso.

Lo original del trabajo del químico ruso fue haber predicho con suficiente exactitud las propiedades de tres elementos desconocidos en su época: galio, escandio y germanio, para los cuales dejó los espacios vacíos en la Tabla Periódica. A la luz de los nuevos conocimientos de la naturaleza de la materia, los criterios utilizados por Mendeleiev fueron revisados y mejorados. Se estableció que:

- la masa atómica de los elementos depende fundamentalmente de las partículas nucleares.
- las propiedades químicas están determinadas por el número de protones.
- de acuerdo con el principio de electroneutralidad, existe una relación entre la masa atómica de Mendeleiev, el número atómico, el número de electrones y las propiedades químicas observadas.

Años más tarde, W.C. Röntgen (1895) descubrió los rayos “X” y en 1913, Henry H. Moseley utilizó rayos catódicos para impactar con ellos a una lámina metálica. De esta forma obtuvo emisión de rayos “X” característicos, lo cual le permitió demostrar que la longitud de onda de dichos rayos emitidos es una función del **número atómico** del elemento empleado en la lámina.

Como consecuencia de sus estudios, Moseley, modificó el enunciado de la ley periódica proponiendo que:

Las propiedades periódicas de los elementos son función de sus números atómicos

De esta manera, las inversiones realizadas por Mendeleiev quedaron justificadas creando la Tabla Periódica actual.

Hoy, a más de un siglo, la química moderna ha reconocido que la actual Tabla Periódica es un elemento indispensable para los químicos. En ella se ordenan los símbolos de todos los elementos conocidos y se presentan algunas de sus propiedades características.

- a) Sintetice en un diagrama los hechos relevantes de la génesis de la Tabla Periódica.
- b) Analice la Tabla Periódica.
- c) Liste cinco elementos que aparezcan en la Tabla, represéntelos con sus símbolos característicos.

► Actividad 16

Lea y analice el siguiente comentario sobre la Tabla Periódica:

La clasificación periódica agrupa a todos los elementos conocidos. De los 118 elementos que se encuentran en ella, 88 son naturales y el resto fueron obtenidos por medio de reacciones nucleares (tecnecio, francio, etc.). En la tabla periódica, a cada una de las columnas verticales se la denomina “grupo”. Estos grupos (que contienen elementos con características similares) se clasifican de la siguiente forma:

- **Elementos representativos:** son aquellos que, en la distribución electrónica, están completando subniveles s y p en su último nivel de energía.
- **Elementos de transición:** son aquellos que, en la distribución electrónica, están completando subniveles d en su último nivel de energía.
- **Elementos de transición interna:** son aquellos que, en la distribución electrónica, están completando subniveles f en su último nivel de energía.

De todos estos grupos, a los que contienen elementos representativos o de transición se les asigna un número que sirve para identificarlos.

A los elementos del Grupo 1 también se los denomina “metales alcalinos”, mientras que a los del Grupo 2 se los denomina “alcalinos térreos”. Los elementos del Grupo 17 son llamados “halógenos” y los del Grupo 18, “gases inertes, raros o nobles”.

Para designar a estos grupos también se solían utilizar números romanos seguidos de la letra “A” o “B” (por ejemplo, al grupo 4 se lo denominaba IVB y al grupo 14, IVA). Además, solía tratarse a los grupos 8, 9 y 10 como un único grupo triple, conocido colectivamente como grupo VIII. Esta forma de denominar los grupos se prestaba a confusión, ya que algunos autores (principalmente europeos) utilizaban las letras “A” y “B” de manera opuesta a lo mencionado anteriormente. Para evitar esto, en 1988 se puso en uso el nuevo sistema de nomenclatura IUPAC (donde se usan los números arábigos de 1 a 18). Si bien en muchos textos todavía se utiliza la vieja nomenclatura, no se recomienda su uso.

► Actividad 17

1) Marque en la Tabla Periódica la diagonal que divide a los elementos metálicos de los no metálicos.

2) Realice una lista con 5 elementos metálicos y 5 no metálicos:

.....

.....

.....

.....

► Actividad 18

1) Complete el siguiente cuadro asociando los elementos con su Z (número atómico) y su distribución electrónica.

ELEMENTO	SÍMBOLO	Nº ATÓMICO (Z)	DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA
Hidrógeno			$1s^1$
Litio			
	Na	11	
Boro		5	
			$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

2) Remarque los electrones del último nivel energético de esos elementos.

3) Observe la ubicación de dichos elementos en la tabla anotando sus conclusiones. Discuta con el docente

.....

.....

.....

.....

► **Actividad 19**

Dados de los siguientes pares de elementos:

Li/Be y B/C

1) Escriba y compare las distribuciones electrónicas

.....

.....

2) Observe la ubicación de estos elementos en la Tabla Periódica.

3) Identifique los parámetros que definen la ubicación de estos elementos en la tabla periódica.

Elemento	Columna o Grupo	Fila o Período
Li		
Be		
B		
C		

Usted ha encontrado que los elementos que poseen igual número de electrones en su último nivel se ubican en una misma columna y reciben el nombre de grupos o familias formando un conjunto de elementos que poseen propiedades semejantes. A modo de ejemplo el primer grupo de la Tabla Periódica está formado por elementos que tienen un solo electrón en el último nivel, son metales y conducen la corriente eléctrica.

Las filas de la Tabla Periódica definen los llamados períodos, esto es, el conjunto de elementos que están completando o han completado el mismo nivel de energía, es decir, con el mismo n .

Por todo lo anteriormente citado, podemos decir que la posición de un elemento en la Tabla Periódica se define con los datos aportados por el período y el grupo al que pertenece.

De lo visto hasta aquí se puede deducir que la distribución de electrones en un elemento es una vía importante que determina su posición en la Tabla Periódica.

► **Actividad 20**

Dado el siguiente rectángulo que contiene 126 posiciones:

1) Marque con una cruz las posiciones ocupadas por los elementos conocidos (naturales o artificiales), utilizando para ello la Tabla Periódica.

2) Con todo lo construido hasta al momento, considere cual será la posibilidad de encontrar elementos que ocupen posiciones entre el hidrógeno (H) y el helio (He); entre el berilio (Be) y el boro (B); entre el magnesio (Mg) y el aluminio (Al). Justifique su respuesta teniendo en cuenta el modelo atómico actual.

.....

.....

.....

.....

La pérdida o ganancia de electrones en el átomo

Conocemos que el principio de electroneutralidad permite conocer un balance entre cargas del átomo y explica la aparición de iones (aniones o cationes), debido al desequilibrio en dicho balance. Se plantea entonces:

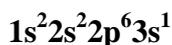
¿Cuántos electrones puede perder un átomo?

¿Todos? ¿Algunos? ¿Cuáles?

Un átomo, normalmente como máximo, puede perder el número de electrones que tiene en exceso con respecto al gas noble que le antecede y puede como máximo, ganar el número de electrones que le falta para adquirir de esa manera, la distribución electrónica del gas noble que le sigue.

► **Actividad 21**

Suponga que elige el átomo de sodio (Na), el cual posee como coordenadas de la Tabla Periódica: período 3 y grupo 1. Por lo tanto, tiene 11 electrones y 11 protones. La distribución de los electrones es:



La distribución de los electrones del último nivel es: $3s^1$

y la del gas noble que le antecede [Ne: Neón] es: $1s^2 2s^2 2p^6$

Entonces la distribución electrónica del Na puede representarse: $[\text{Ne}]3s^1$

1) El número de electrones que deberá perder el átomo de sodio para adquirir la distribución de electrones del gas noble que le antecede es **J.S.R.** (Justifique su respuesta)

.....

2) Considere el átomo de oxígeno (O) cuyas coordenadas de Tabla Periódica son: período 2 y grupo 16. Complete lo siguiente:

El oxígeno tiene..... protones yelectrones. La distribución de electrones es:

.....
 La distribución de los electrones del gas noble más próximo al oxígeno será:

3) Repita la actividad anterior con los siguientes elementos. Utilice la Tabla Periódica como herramienta.

Calcio (Ca):

Nitrógeno (N):

Fósforo (P):

.....

.....

Cloro (Cl):

.....

.....

Azufre (S):

.....

.....

Plomo (Pb):

.....

.....

► Actividad 22

De acuerdo con lo anterior, indique la cantidad de electrones que pueden ganar o perder los siguientes elementos indicando las situaciones diferentes que puede predecir en cada caso.

ELEMENTO	CORAZÓN (gas inerte)	Nº DE ELECTRONES
Na	[Ne] 3s ¹	
Li	[He] 2s ¹	
Cl	[Ne]3s ² 3p ⁵	
Ca	[Ar] 4s ²	
Y	[Kr] 5s ² 4d ¹	

► Actividad 23

Busque otros ejemplos dentro de los elementos de los períodos 2 y 3 de la Tabla Periódica y repita la actividad anterior.

ELEMENTO	CORAZÓN (gas inerte)	Nº DE ELECTRONES

El número de electrones ganados o cedidos se denomina estado o número de oxidación.

La unidad de transferencia es el electrón. Si los electrones son cedidos quedará un exceso de carga positiva que se indicará posponiendo al número natural entero, el signo (+). Si los electrones son ganados quedará un exceso de carga negativa y el signo será (-). Por cada electrón ganado o cedido se genera un estado de oxidación diferente por lo que, existirán tantos estados como electrones pueda intercambiar.

Un caso particularmente ilustrativo es el átomo de nitrógeno (N) con $Z = 7$, el cual posee dos electrones en el corazón del átomo y cinco electrones en la capa de valencia. Tiene entonces la posibilidad de ceder 5 electrones y la de ganar 3 electrones. Por lo tanto, la cantidad de estados de oxidación posibles es 9, cuyos números de oxidación son: 1+, 2+, 3+, 4+, 5+, 1-, 2-, 3- y 0.

De manera coloquial podemos referirnos al estado de oxidación 2+, con lo cual estamos haciendo alusión a un estado de oxidación en particular cuyo número de oxidación es 2+.

Estados o números de oxidación

Reglas generales:

- El número de oxidación de cualquier elemento eléctricamente neutro es cero.
- El número de oxidación del estado más frecuente del oxígeno es 2-.
- El número de oxidación del estado más frecuente del hidrógeno es 1+.

► Actividad 24

Dada la siguiente tabla:

ELEMENTO	CARÁCTER METÁLICO	NÚMEROS DE OXIDACIÓN
H	No Metálico	1+, 1-
Li, Na, K, Rb, Cs, Fr	Metálico	1+
Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra	Metálico	2+
B	Metaloide	3+, 3-
Al, Ga	Metálico	3+
In, Au	Metálico	1+, 3+
C	No Metálico	2+, 4+, 4-
Si, Ge	Metaloide, Metálico	2+, 4+
Sn, Pb	Metálico	2+, 4+
N	No Metálico	3+, 5+, 3-
P, As	No Metálico	3+, 5+, 3-
Sb	Metálico	3+, 5+, 3-
Bi	Metálico	3+, 5+
O	No Metálico	2-
S	No Metálico	4+, 6+, 2-
Se	No Metálico	4+, 6+, 2-
Te, Po	Metaloide, Metálico	4+, 6+, 2-
F	No Metálico	1-
Cl, Br, I	No Metálico	1+, 3+, 5+, 7+, 1-
He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn	Gas Noble	0
Cr	Metálico/No Metálico	2+, 3+ / 6+
Mn	Metálico/No Metálico	2+, 3+ / 4+ / 6+, 7+
Fe	Metálico	2+, 3+
Zn, Cd	Metálico	2+
Co, Ni	Metálico	2+, 3+
Hg, Cu	Metálico	1+, 2+
Ti	Metálico	3+, 4+
Ag	Metálico	1+

a) Considerando el estado de oxidación del cobre cuyo número de oxidación es 2+, ¿Cuál es la carga del catión Cu^{2+} ?

.....
.....

b) Analice las semejanzas y diferencias entre el concepto de valencia y número de oxidación.

.....
.....

c) Discuta sus conclusiones con sus compañeros y con su docente.

.....
.....
.....

Un ejemplo para reflexionar:

Consideremos un ión cobre con un estado de oxidación cuyo número de oxidación es 2+. Su representación simbólica es:



donde Cu es el símbolo del elemento cobre y el supraíndice representa la carga iónica seguida de su signo.

La carga del catión es igual a +2 y significa que la cantidad de protones totales presentes en la especie supera al número de electrones totales en dos unidades. De esta manera, en total acuerdo con la definición de número de oxidación, estamos definiendo la carga de la especie en forma relativa como la diferencia del número de partículas cargadas subatómicas (electrones y protones). Como a cada partícula cargada subatómica le corresponde una carga absoluta, expresada de acuerdo con el S.I. en coulomb (C), podemos expresar la carga absoluta del catión Cu^{2+} a partir de su carga relativa. Recordando los conceptos aprendidos en la Unidad Temática N° 8, el módulo de la carga del electrón es la misma que la del protón e igual a $1,601975 \times 10^{-19}$ C.

Con esta información, podemos calcular la carga absoluta del catión Cu^{2+} . Veamos como procedemos a hacerlo.

Siendo n_e y n_p el número total de electrones y protones del catión, y q_e la carga de un electrón y q_p la carga de un protón, se afirma que la carga del catión Cu^{2+} puede ser calculada a partir de:

$$q_{\text{Cu}^{2+}} = n_p \cdot q_p + n_e \cdot q_e$$

considerando que:

$$|q_e| = |q_p| \Rightarrow n_e \cdot q_e = -n_p \cdot |q_e|$$

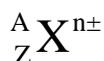
la carga del catión Cu^{2+} puede describirse como:

$$\begin{aligned} n_p \cdot |q_p| - n_e \cdot |q_e| &= n_p \cdot |q_e| - n_e \cdot |q_e| \\ q_{\text{Cu}^{2+}} &= |q_e| \cdot (n_p - n_e) \\ q_{\text{Cu}^{2+}} &= 2 \cdot |q_e| = 2 \cdot |q_p| \end{aligned}$$

ya que $n_e = 27$, $n_p = 29$, $q_e = -1,601975 \times 10^{-19} \text{ C}$ y $q_p = +1,601975 \times 10^{-19} \text{ C}$, la carga absoluta que posee un único catión Cu^{2+} es $3,20395 \times 10^{-19} \text{ C}$ y su carga relativa al módulo de carga del electrón o protón es +2.

Representación de especies

La forma de representar una especie, brindando información sobre sus partículas subatómicas es:



donde

A es el número másico (protones más neutrones)

Z es el número atómico (protones)

$n\pm$ es el número o estado de oxidación (electrones ganados o perdidos)

► Actividad 25

Dadas las especies:



Indique para cada uno el número de protones, neutrones y electrones:

.....

.....

.....

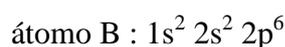
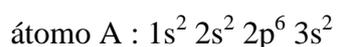
.....

Ejercitación

1) Si denominamos p al número de protones y e al número de electrones de una especie química, ¿Cuál/es de las siguientes afirmaciones se cumple/n?

- a) para todo catión, $(p - e) \in Z^-$
- b) para todo átomo neutro, $(p - e) \in Z^+$
- c) para todo anión, $(p - e) \in Z^-$
- d) para todo ión, $(p - e) = 0$

2) Las siguientes configuraciones representan a dos átomos neutros:



Se afirma que:

- a) Si el átomo A pierde dos electrones se transforma en el átomo B.
- b) Si el átomo B gana dos electrones se transforma en el átomo A.
- c) El átomo A pertenece al grupo 2 (IIA) y periodo 3.
- d) El átomo B pertenece al grupo 6 (VIB) y periodo 2.

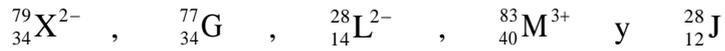
3) Un elemento X del tercer período forma un anión con la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Si la carga nuclear del anión es igual a 5 veces el valor absoluto de su carga neta, calcule la carga neta del anión.

4) Se tienen dos isótopos del elemento X (isótopo A e isótopo B) con masas atómicas m_A y m_B tales que $m_A < m_B$. ¿A que factor se atribuye la diferencia entre las masas?

5) ¿Cuál es la máxima cantidad de electrones que pueden ocupar el subnivel 4s y el subnivel 3p?

6) Sean las siguientes especies:



¿Cuál/es de las siguientes afirmaciones es/son verdaderas?

- a) ${}_{34}^{79}\text{X}^{2-}$ y ${}_{14}^{28}\text{L}^{2-}$ tienen el mismo número de electrones.
 b) ${}_{34}^{77}\text{G}$ y ${}_{40}^{83}\text{M}^{3+}$ tienen el mismo número de neutrones.
 c) ${}_{14}^{28}\text{L}^{2-}$ y ${}_{12}^{28}\text{J}$ tienen el mismo número de protones.
 d) ${}_{34}^{77}\text{G}$ y ${}_{34}^{79}\text{X}^{2-}$ tienen el mismo número másico.

7) Escriba la carga y la configuración electrónica de los siguientes iones:

Ión	Carga	Configuración Electrónica	Ión	Carga	Configuración Electrónica
Na ⁺			O ²⁻		
Cl ⁻			Mg ²⁺		
S ²⁻			Fe ³⁺		
S ⁶⁺			Al ³⁺		
K ⁺			Br ²⁺		
Be ²⁺			Br ⁷⁺		

Contenido

INTRODUCCIÓN	29
OBSERVACIONES Y ANTECEDENTES	30
NATURALEZA ELÉCTRICA DE LA MATERIA	32
<i>Magnitudes importantes</i>	37
EVOLUCIÓN HISTÓRICA DE LOS MODELOS ATÓMICOS	38
<i>Experiencia de Faraday: unidad fundamental de carga eléctrica</i>	39
<i>Experiencia de Thomson: caracterización de la partícula elemental de carga</i>	40
<i>Experiencia de Millikan: determinación de la carga del electrón</i>	42
<i>Modelo Atómico de Thomson</i>	43
<i>Descubrimiento de la Radioactividad y radiación de alta energía: una herramienta indispensable</i>	45
<i>Experiencia de Rutherford: descubrimiento del núcleo atómico.</i>	48
¿Dónde están los electrones?, ¿Cómo se mueven?	54
<i>Modelo atómico de Bohr: cuantización de la energía</i>	54
<i>Evolución del modelo atómico después de Bohr</i>	56
HISTORIA DE LA QUÍMICA: EL GÉNESIS DE LA TABLA PERIÓDICA	60
CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS	64
LOS ELEMENTOS Y LA TABLA PERIÓDICA	67
<i>La pérdida o ganancia de electrones en el átomo</i>	71
<i>Estados o números de oxidación</i>	74
REPRESENTACIÓN DE ESPECIES	77
EJERCITACIÓN	78

Unidad 9 - El lenguaje de la química

Contenidos: Símbolos de los elementos. Fórmulas químicas. Principio de Electroneutralidad. Formación de compuestos binarios de naturaleza iónica. Relación de Combinación. Haluros, Nitruros, Óxidos, Sulfuros, Carburos, etc. Compuestos ternarios (oxoácidos y sus sales). Compuestos poliatómicos. Reglas de Nomenclatura Química. IUPAC, Stock, Tradicional.

Objetivo: En esta unidad usted aprenderá a nombrar los compuestos químicos inorgánicos de una forma sistemática, presentando las distintas formas de nombrar un determinado compuesto (tradicional, sistemática, etc.).

La nomenclatura química debe considerarse un **LENGUAJE**. Como todo lenguaje está constituida de palabras y debe obedecer ciertas reglas gramaticales. En el lenguaje de la química las **letras** son los nombres o los símbolos de los átomos o elementos químicos. Así como un conjunto de **letras** forman una **palabra**, la **unión de los símbolos de los elementos constituye la fórmula del compuesto**.

El nombre de los compuestos químicos nació como una necesidad de dar un nombre propio a una serie de sustancias que se obtuvieron luego de sucesivos procesos de purificación. Debido a que, en un principio, se desconocía la composición de dichas sustancias, el nombre hacía referencia al aspecto físico o a alguna propiedad de la misma. Es así como surgieron tantos nombres como sustancias puras aparecieron. A continuación, se muestran algunos ejemplos y su correspondiente nombre más empleado en la actualidad:

aceite de vitriolo	→	Ácido sulfúrico
azul de montaña	→	Carbonato de cobre
cal viva	→	Óxido de calcio
Celestina	→	Sulfato de estroncio
espíritu de sal ó ácido muriático	→	Ácido clorhídrico
pedra infernal	→	Nitrato de plata
sal de blanqueo	→	Hipoclorito de sodio
soda cáustica	→	Hidróxido de sodio

La determinación de la composición química de las sustancias puras y la proporción con la que los elementos se encontraban unidos formándolas llevó al nacimiento de:

- las **fórmulas químicas**, conjunto de símbolos de los elementos que constituyen un compuesto con atomicidades, simbolizadas como subíndices que indican la relación de combinación.
- las **reglas de nomenclatura**, conjunto de reglas que permiten obtener el **nombre** del compuesto de una forma sistematizada para que dicho nombre indique claramente la fórmula química.

La información necesaria sobre un compuesto se puede buscar utilizando dos vías diferentes:

→ la **fórmula química**

→ el **nombre químico**

Ambas son claves importantes en el proceso de búsqueda del conocimiento químico.

En este punto, es importante aclarar que las fórmulas, por sí mismas, *no dan información sobre la naturaleza de las interacciones que mantienen unidos a los elementos, sólo indican su proporción*. Es así, que si se tiene:



Representando **C** y **A** dos elementos que se combinan de forma tal que el compuesto posee x átomos de **C** por cada y átomos de **A**.

Hoy en día, la **fórmula química** constituye la representación simbólica de un compuesto químico y es una representación **Universal**.

Dentro de un mismo idioma existen una serie de **nombres** aceptados que permiten identificar una sustancia química sin ambigüedad. Así como hay diversas formas de expresar una misma idea con frases gramaticalmente correctas, hay varias formas de nombrar un mismo compuesto unívocamente.

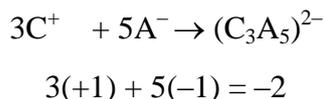
Las nomenclaturas más conocidas son las denominadas **sistemática** y **tradicional (semisistemática)**. Ambas permiten obtener las proporciones en las que se encuentran los elementos en un compuesto neutro o en una especie aniónica o catiónica. La diferencia radica en que la nomenclatura sistemática permite obtener esta información más directamente que la nomenclatura tradicional. En esta unidad aprenderemos ambas nomenclaturas, debido a que la nomenclatura tradicional es la más conocida y a que la sistemática está siendo cada vez más empleada en catálogos comerciales de drogas y en los sistemas de búsqueda de información bibliográfica. Debido a la sencillez de la nomenclatura sistemática, la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, International Union of Pure and Applied Chemistry) recomienda su uso.

En esta guía aprenderemos a “formular” y a “nombrar” a las sustancias más comunes dentro de la Química Inorgánica. La nomenclatura de la química del carbono (Química Orgánica) no será tratada en este curso debido a su complejidad. La clasificación que emplearemos se diseñó con fines prácticos para facilitar el aprendizaje de la nomenclatura, con ella no se pretende agrupar a los compuestos basándose en sus propiedades químicas y en consecuencia no es conveniente que Ud. la adopte como una estructura rígida.

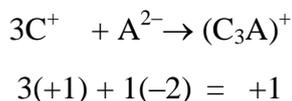
En todos los casos la construcción de todos los compuestos neutros, aniones y cationes se basa en el **Principio de Conservación de la Carga**. Esto significa que la suma de las cargas de los aniones y cationes que dan origen a una especie deberá ser igual a la carga neta de la especie formada.

La combinación de aniones y cationes puede dar origen a especies poliatómicas cargadas o neutras. Si la especie resultante es:

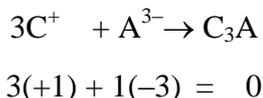
- **un anión poliatómico**, la suma de las cargas de los aniones y cationes que le dan origen será negativa e igual a la carga iónica o carga neta del anión poliatómico formado:



- **un catión poliatómico**, la suma de las cargas de los aniones y cationes que le dan origen será positiva e igual a la carga iónica o carga neta del catión poliatómico formado:

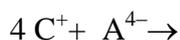
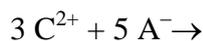
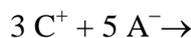


- **neutra**, la suma de las cargas de los aniones y cationes que le dan origen será cero. Este es un caso particular del Principio de Conservación de la Carga y usted ya lo conoce. Este es el denominado Principio de Electroneutralidad.



► Actividad 1

Obtenga las especies formadas a partir de los aniones y cationes monoatómicos que se presentan a continuación. No se olvide de efectuar el balance de carga para obtener la carga neta de la especie formada.



El empleo del Principio de conservación de la carga en la construcción de especies poliatómicas neutras o cargadas (cationes y aniones) supone explícitamente que las especies son formadas a partir de aniones y cationes monoatómicos.

Esto no significa necesariamente que la unión entre los elementos que constituyen el compuesto formado sea de naturaleza electrostática.

El principio de conservación de la carga es sólo una *herramienta* útil para construir los compuestos.

En asignaturas posteriores usted estudiará los distintos tipos de uniones que pueden mantener los átomos unidos.

Como habrá observado, el principio de conservación de la carga empleado en la formación de especies poliatómicas neutras o cargadas es fácil aplicarlo cuando se conoce la carga y cantidad de cationes y aniones monoatómicos de origen. Los subíndices de **C** y **A** en el compuesto formado corresponden al número de cationes y aniones monoatómicos combinados respectivamente. Estos subíndices reciben el nombre de *atomicidad* de **C** y **A**. La carga neta del compuesto resulta de la suma de todas las cargas positivas y negativas aportadas por los cationes y aniones monoatómicos.

A continuación, analizaremos cómo es posible formar un compuesto neutro cuando se conoce la naturaleza de los cationes y aniones monoatómicos y se desconoce la atomicidad de los mismos.

Supongamos que la especie que queremos formar es C_xA_y . La carga que tiene el catión (C) y el anión (A) monoatómicos resulta de la pérdida y ganancia de electrones respectivamente. Como Ud. ya sabe esto corresponde al estado de oxidación de cada ión.

Veamos un ejemplo, el compuesto C_xA_y es eléctricamente neutro, por lo que cumple con el **Principio de Electroneutralidad** según:

$$\begin{aligned} \text{atomicidad de C} \cdot (\text{carga del catión C}) + \text{atomicidad de A} \cdot (\text{carga del anión A}) &= 0 \\ x \cdot (\text{carga del catión C}) + y \cdot (\text{carga del anión A}) &= 0 \end{aligned}$$

Si la carga del catión es +3 y la del anión -2, la ecuación anterior puede ser rescrita como:

$$x \cdot (+3) + y \cdot (-2) = 0$$

Pueden existir varios pares de valores de x e y que satisfagan la igualdad. En la construcción de las fórmulas químicas en general, se adopta el par de x e y que posea valores mínimos, enteros y positivos. Se puede comenzar a probar con valores crecientes desde $x = 1$ hasta que el valor de y para su correspondiente valor de x (1 o 2, 3, etc.) sea un número entero y positivo.

Por ejemplo, en la ecuación anterior $x \cdot (+3) + y \cdot (-2) = 0$, los valores que satisfacen la igualdad son:

$$\text{Para } x=1 \quad \Rightarrow \quad 3=2y \quad \Rightarrow \quad y=3/2$$

$$\text{Para } x=2 \quad \Rightarrow \quad 6=2y \quad \Rightarrow \quad y=3$$

Así, los mínimos valores enteros y positivos que satisfacen la igualdad planteada son $x = 2$ e $y = 3$. El compuesto formado será:



Cuando las atomicidades son iguales a uno no se escriben en la fórmula química.

► Actividad 2

1) Dados los siguientes aniones y cationes construya 20 compuestos del tipo C_xA_y aplicando el principio de electroneutralidad.



.....

.....

.....

.....

2) Dados los siguientes óxidos (O^{2-}), determine la carga del catión.



3) Sabiendo que H es un catión cuyo número de oxidación es 1+ y O es un anión cuyo número de oxidación es 2-, determine la carga del átomo restante.



Ahora que hemos aplicado el Principio de Conservación de la Carga veremos qué tipos de aniones o cationes son los que dan origen a la mayor parte de los compuestos inorgánicos.

Consideremos un ión sulfato. Su representación simbólica es:



donde S y O son los símbolos de los elementos azufre y oxígeno, y el supraíndice representa la carga iónica seguida de su signo.

La carga del anión es igual a -2 y significa que la cantidad de electrones totales presentes en la especie supera al número de protones totales en dos unidades. De acuerdo con el balance de carga y aplicando el mismo procedimiento que en el ejemplo del Cu^{2+} de la Unidad Temática anterior, podemos calcular la carga absoluta del anión SO_4^{2-} . Veamos como procedemos a hacerlo.

Siendo q_s y q_o la carga relativa de los iones de azufre y oxígeno que forman el SO_4^{2-} , At_s y At_o la atomicidad de azufre y oxígeno en el ión, q_e es la carga de un electrón y q_p la carga de un protón, la carga absoluta del ión SO_4^{2-} puede describirse como:

$$q_{\text{SO}_4^{2-}} = At_s \cdot q_s \cdot |q_e| + At_o \cdot q_o \cdot |q_e|$$

con las cargas relativas de los iones S y O definidas como:

$$q_s = n_{p,s} \cdot \frac{q_p}{|q_e|} + n_{e,s} \cdot \frac{q_e}{|q_e|} = n_{p,s} - n_{e,s}$$

y

$$q_o = n_{p,o} \cdot \frac{q_p}{|q_e|} + n_{e,o} \cdot \frac{q_e}{|q_e|} = n_{p,o} - n_{e,o}$$

Es posible demostrar que:

$$q_{\text{SO}_4^{2-}} = |q_e| \cdot (q_s + 4 \cdot q_o)$$

Como $q_s = +6$ y $q_o = -2$, y $At_s = 1$ y $At_o = 4$ obtenemos que:

$$q_{\text{SO}_4^{2-}} = -2 \cdot |q_e|$$

por lo tanto, la carga absoluta que posee un único anión SO_4^{2-} es $-3,20395 \times 10^{-19}$ C y su carga relativa al módulo de carga del electrón o protón es -2 . En este caso, el número total de electrones es la suma de los electrones que provienen de los átomos de azufre y oxígeno, y de dos electrones extra que provienen de uno o varios elementos neutros (que no está representado en el ejemplo) que los cedió para formar cationes. Ejemplo: dos cationes sodio o un catión magnesio.

A) Cationes

A.1) Cationes monoatómicos

Cationes Metálicos

Formulación

Se emplea el **símbolo del elemento** con la carga iónica seguida de su signo como **supraíndice**.



Ejemplos: Na^+ Ca^{2+} Fe^{3+} Fe^{2+} Pb^{2+} Pb^{4+} Cu^+ Cu^{2+}

Nomenclatura

Si el catión presenta sólo un estado de oxidación se nombra con el **nombre del elemento** sin modificar, anteponiéndole la palabra catión.

Ejemplos: Na^+ catión sodio Ca^{2+} catión calcio

Cuando el catión presenta más de un estado de oxidación, el nombre dependerá del tipo nomenclatura empleada.

Nomenclatura sistemática

Se coloca el **nombre del elemento** seguido del **estado de oxidación** entre **paréntesis** y con **número romano**.

<i>[nombre del elemento]</i> (estado de oxidación)
--

Ejemplos: Fe^{2+} hierro (II) Fe^{3+} hierro (III)
 Pb^{2+} plomo (II) Pb^{4+} plomo (IV)
 Cu^+ cobre (I) Cu^{2+} cobre (II)

Nomenclatura tradicional

Cuando el catión tiene sólo dos estados de oxidación, se utiliza la **raíz del nombre del elemento** con sufijo **oso** o **ico** para el menor y mayor estado de oxidación respectivamente.

<i>[raíz del nombre del elemento]</i> oso

<i>[raíz del nombre del elemento]</i> ico

Ejemplos:	Fe^{2+}	ferroso	Fe^{3+}	férrico
	Pb^{2+}	plumboso	Pb^{4+}	plúmbico
	Cu^+	cuproso	Cu^{2+}	cúprico

Este tipo de nomenclatura para los cationes no es aconsejada por la IUPAC y debe evitarse su uso. En ambas nomenclaturas se puede anteponer la palabra catión al nombre del mismo.

Cationes No Metálicos

Nomenclatura

La nomenclatura utilizada para los cationes *no metálicos* es similar a la vista anteriormente.

Ejemplos:

	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura tradicional
S^{4+}	Azufre (IV)	Sulfuroso
S^{6+}	Azufre (VI)	Sulfúrico

Cabe aclarar que los *Cationes No Metálicos* son entidades hipotéticas que se definen como recursos didácticos para comprender y aprender el *lenguaje de la química*.

Por tal motivo en el marco de este curso Ud. solo los utilizará para generar especies poliatómicas (que se verá en la actividad B.5)

► Actividad 3

Complete la siguiente tabla con los símbolos y nombres de cationes monoatómicos.

Fórmula de catión	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura tradicional
Pb^{4+}	plomo (IV)	plúmbico
Pb^{2+}	plomo (II)	plumboso
Sn^{4+}	estaño (IV)	
Sn^{2+}		estañoso
	hierro (III)	
Fe^{2+}		
		cúprico
Cu^+		

	cación sodio	
		cación magnesio
Ba ²⁺		
Al ³⁺		
Au ³⁺		
		auroso
Ag ⁺		

A.2) Cationes Homopoliatómicos

Estas especies químicas aparecen como cationes sólo en determinados elementos, cuando la configuración electrónica del átomo favorece la unión de dos o más elementos para formar un catión homopoliatómico.

Formulación

Se coloca el símbolo del **elemento** con la atomicidad apropiada como **subíndice** y como **supraíndice** la carga neta del catión homopoliatómico seguida de su signo.

Ejemplos: Hg₂²⁺ O₂⁺ Cu₂²⁺

Nomenclatura sistemática

Se escribe el **nombre del elemento** con el **prefijo** multiplicativo (ver abajo) y se coloca a continuación **entre paréntesis** y con **número arábigo** la **carga** del catión seguida de su signo.

<i>prefijo [nombre del elemento] (carga del catión seguida de su signo)</i>

Ejemplos: Hg₂²⁺ dimercurio (2+)
 O₂⁺ dióxígeno (1+)
 Cu₂²⁺ dicobre (2+)

Los prefijos multiplicativos indican la atomicidad del elemento en el compuesto tanto en el anión como en el catión. Estos son los siguientes:

<u>Prefijos</u>	<u>Atomicidad</u>
di o bi	dos
tri	tres
tetra	cuatro

penta	cinco
hexa	seis
hepta	siete

Si la atomicidad es uno, no es necesario emplear el prefijo "mono"; en este caso se puede nombrar directamente el anión o catión.

A.3) Cationes heteropoliatómicos.

Derivados de los compuestos con hidrógeno y elementos del grupo 15 y 16

La IUPAC ha aceptado el uso de los nombres triviales de estas especies. Por lo tanto, el uso de estos nombres es aceptado como tal. A continuación, se presentan las fórmulas y nombres de los más empleados.

Fórmula	Nombre Trivial
NH_4^+	amonio
H_3O^+	hidronio

B) Aniones

B.1) Aniones monoatómicos

Formulación

Se emplea el **símbolo del elemento** con la carga iónica seguida de su signo como **supraíndice**.



Nomenclatura

Los aniones monoatómicos se designan (a excepción del óxido) con la **raíz del nombre del elemento y el sufijo uro** independientemente del tipo de nomenclatura que utilice ya que el nombre de estos aniones no ha sufrido modificación con el tiempo. En la siguiente tabla se resumen los más empleados:

Elemento	Raíz	Raíz + sufijo	Representación simbólica
Hidrógeno	Hidr	Hidru ro	H^-
Flúor	Flúor	Fluor uro	F^-
Cloro	Clor	Clor uro	Cl^-
Bromo	Brom	Brom uro	Br^-

Yodo	Iod	Ioduro	Γ
Oxígeno	Oxi	Óxido	O^{2-}
Azufre	Sulf	Sulfuro	S^{2-}
Selenio	Seleni	Seleniuro	Se^{2-}
Telurio	Teluri	Teluriuro	Te^{2-}
Nitrógeno	Nitr	Nitruro	N^{3-}
Fósforo	Fosf	Fosfuro	P^{3-}
Arsénico	Arseni	Arseniuro	As^{3-}
Antimonio	Antimoni	Antimoniuro	Sb^{3-}
Carbono	Carb	Carburo	C^{4-}
Silicio	Sil	Siliciuro	Si^{4-}

► Actividad 4

Empleando la tabla periódica, indique para cada elemento no metálico representativo cual es el **anión monoatómico** que puede formar.

.....

.....

.....

B.2) Aniones homopoliatómicos

Formulación

Se coloca el símbolo del **elemento** con la atomicidad apropiada como **subíndice** y como **supraíndice** la carga neta del anión homopoliatómico seguida de su signo.

Ejemplos: O_2^- O_2^{2-} S_2^{2-} I_3^-

Nomenclatura sistemática

Se escribe el **nombre del anión** con el **prefijo multiplicativo** y se coloca **entre paréntesis** y con **número arábigo** la **carga** del anión poliatómico seguida de su signo.

prefijo [nombre del anión] (carga del anión poliatómico seguida de su signo)

Nomenclatura tradicional

De acuerdo a esta nomenclatura los homopolianión reciben nombres triviales. A continuación, se resumen los más empleados.

Homopolianiones más comunes y su nomenclatura

Fórmula	N. Sistemática	N. Tradicional
O_2^-	dióxido (1-)	superóxido
O_2^{2-}	dióxido (2-)	peróxido
S_2^{2-}	disulfuro (2-)	disulfuro
I_3^-	triioduro (1-)	triioduro

B.3) Aniones diatómicos de catión hidrógeno (H^+)

Con los aniones monoatómicos del grupo 16 distintos de O

Formulación

Escribir primero el símbolo del **hidrógeno**, luego el del **anión monoatómico** y colocar como **supraíndice** la **carga neta del anión** seguida de su signo de forma tal que con el principio de conservación de la carga se obtengan aniones con carga igual a (1-).

Ejemplos: HS^-
 HSe^-
 HTe^-

Nomenclatura sistemática

Se escribe la palabra **hidrógeno** seguida del **nombre del anión monoatómico**.

hidrógeno [*nombre del anión monoatómico*]

Ejemplos: HS^- hidrógeno sulfuro
 HSe^- hidrógeno seleniuro
 HTe^- hidrógeno telurio

Nomenclatura tradicional

Se escribe el **nombre del anión monoatómico** y luego la palabra **ácido**

[*nombre del anión monoatómico*] ácido

Ejemplos: HS^- sulfuro ácido
 HSe^- seleniuro ácido
 HTe^- telurio ácido

► Actividad 5

¿De la combinación del catión hidrógeno con los aniones monoatómicos es posible formar especies aniónicas con elementos del grupo 17? Si es así, de ejemplos.

.....

.....

.....

► Actividad 6

Complete la siguiente tabla formulando o nombrando los aniones resultantes de la combinación del **catión hidrógeno con los aniones monoatómicos del grupo 16 distintos de O^{2-}** .

FÓRMULA	N. SISTEMÁTICA	N. TRADICIONAL (en solución acuosa)
HS^-	Hidrógeno sulfuro	sulfuro ácido
		seleniuro ácido
HTe^-	Hidrógeno telurio	

Anión Hidróxido

El ión óxido se une con el catión hidrógeno para formar el anión diatómico **hidróxido**¹.



B.4) Aniones heteropoliatómicos (CN^- y SCN^-)

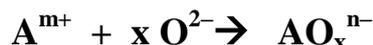
Los heteropolianiones siguientes reciben nombres triviales. A continuación, se resumen los más empleados.

¹ Este anión debe nombrarse como anión hidróxido o simplemente hidróxido, no debiendo nombrarse como oxihidrilo o hidroxilo.

Fórmula	Nombre
CN ⁻	Cianuro
SCN ⁻	Sulfocianuro o Tiocianato

B.5) Aniones poliatómicos del tipo AO_xⁿ⁻, Oxoaniones

Los aniones poliatómicos que vamos a considerar contienen un átomo central con estado de oxidación positivo (catión no metálico) rodeado por aniones óxido. La fórmula general es del tipo:



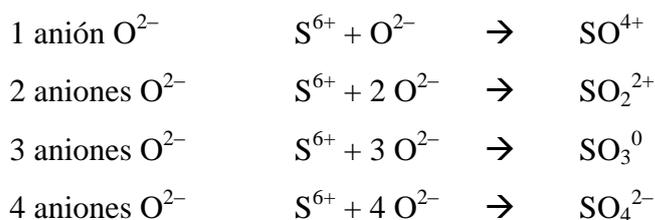
donde **x** indica el número iones óxido que rodean al átomo central **A** y **n-** indica la carga total del anión formado seguida de su signo.

La carga del oxoanión (**-n**) se obtiene multiplicando la carga del anión óxido (**-2**) por el número de iones óxidos (**x**) y sumando a este producto la carga del catión no metálico (**+m**). Cabe aclarar que esta carga nos permite determinar el Estado de Oxidación del Átomo Central (**E.O.A.C.**). Esto es:

$$x(-2) + 1(+m) = -n$$

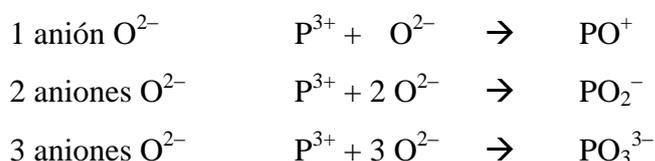
$$x(-2) + \text{E.O.A.C.} = -n$$

¿Cómo obtenemos la cantidad de iones óxido que rodean al átomo central? Por ejemplo, si tenemos un catión de S con estado de oxidación 6+, debemos incorporar tantos óxidos hasta que se superen las 6 cargas positivas del azufre:



En este punto, 4 iones O²⁻ han superado las 6 cargas positivas del azufre, por lo tanto, hemos formado el oxoanión SO₄²⁻. En el caso particular de los oxoaniones cuyo átomo central es fósforo o arsénico, P³⁺, P⁵⁺, As³⁺ y As⁵⁺, se pueden formar distintos oxoaniones. Es importante tener en cuenta la formación de oxoaniones con un ión óxido más que los necesarios para superar el estado de oxidación del átomo central.

Ejemplos:



► **Actividad 7**

Complete la siguiente tabla con los aniones poliatómicos del tipo AO_x^{n-} más comunes.

ANIONES POLIATÓMICOS AO_x^{n-} : OXOANIONES				
Átomo central	E.O.A.C.	Nº de aniones O^{2-} que incorpora	Carga neta del oxoanión	Fórmula del oxoanión
C	4+	3	-2	CO_3^{2-}
N	3+			
N	5+			
P	3+			
P	3+			
P	5+			
P	5+			
As	3+			
As	3+			
As	5+			
As	5+			
S	4+			
S	6+			
Cl	1+			
Cl	3+			
Cl	5+			
Cl	7+			
Br	1+			
Br	3+			
Br	5+			
Br	7+			
I	1+			
I	3+			
I	5+			
I	7+			
Mn	7+			
Mn	6+			
Si	4+			
Cr	6+			

Formulación

Se coloca el **símbolo del elemento del átomo central** seguido del **símbolo del oxígeno** con la atomicidad adecuada como **subíndice** y como **supraíndice** la carga total del conjunto, seguida de su signo, de forma que se cumpla el principio de conservación de carga.

Ejemplos:



Nomenclatura sistemática

Se coloca un **prefijo** multiplicativo (di, tri, tetra, etc.) que indica el número de iones óxido, seguido de “**oxo**” y a continuación **la raíz del nombre del átomo central** con el sufijo **ato** y en caso necesario se coloca entre paréntesis y con número romano el **E.O.A.C.**

prefijo[oxo] [*raíz del nombre del átomo central*]ato (E.O.A.C.)

Ejemplos:	SO_4^{2-}	tetraoxosulfato (VI)
	SO_3^{2-}	trioxosulfato (IV)
	ClO^-	oxoclorato (I)
	ClO_2^-	dioxoclorato (III)
	ClO_3^-	trioxoclorato (V)
	ClO_4^-	tetraoxoclorato (VII)

Este tipo de nomenclatura recibe el nombre específico de Sistemática de Coordinación y es recomendada por la IUPAC.

Nomenclatura tradicional

Cuando el átomo central presenta dos estados de oxidación el anión se nombra con **la raíz del nombre del átomo central** y con sufijo **ito** o **ato** para el menor y mayor E.O.A.C. respectivamente.

[*raíz del nombre del átomo central*]ito

[*raíz del nombre del átomo central*]ato

Ejemplos:	SO_3^{2-}	sulfito
	SO_4^{2-}	sulfato

Cuando el átomo central posee cuatro estados de oxidación, los mismos se ordenan de menor a mayor colocándose:

- para el primero, el **prefijo “hipo”** a **la raíz del nombre del átomo central** terminado con el **sufijo “ito”**
- para el segundo, solamente **la raíz del nombre del átomo central** terminado con el sufijo **“ito”**.
- para el tercero, solamente **la raíz del nombre del átomo central** terminado con el sufijo **“ato”**
- para el cuarto, el **prefijo “per”** a **la raíz del nombre del átomo central** terminado con el **sufijo “ato”**.

hipo [raíz del nombre del átomo central]ito
 [raíz del nombre del átomo central]ito
 [raíz del nombre del átomo central]ato
 per [raíz del nombre del átomo central]ato

Ejemplos:	ClO^-	hipoclorito
	ClO_2^-	clorito
	ClO_3^-	clorato
	ClO_4^-	perclorato

Los oxoaniones formados a partir de P y As reciben de acuerdo a la nomenclatura tradicional nombres diferentes dependiendo del número de aniones óxidos que rodean el átomo central (P o As) y se escriben a continuación:

PO_4^{3-}	ortofosfato o fosfato	PO_3^-	metafosfato
PO_3^{3-}	ortofosfito o fosfito	PO_2^-	metafosfito
AsO_4^{3-}	ortoarseniato o arseniato	AsO_3^-	metarseniato
AsO_3^{3-}	ortoarsenito o arsenito	AsO_2^-	metarsenito

Un caso particular, polioxoaniones binucleares con oxígeno como puente.

Este tipo de oxoaniones son aquellos que presentan 2 átomos centrales rodeados de iones óxidos y unidos entre sí por medio de un oxígeno que actúa como puente. La fórmula de dos de los más comunes se detalla a continuación:



Su fórmula condensada y su nomenclatura se detallan a continuación, en la nomenclatura sistemática la letra griega μ delante de “oxo” indica que actúa como puente:

Fórmula	N. Tradicional	N. Sistemática
$P_2O_7^{4-}$	Pirofosfato	μ -oxo bis[trioxofosfato (V)]
$Cr_2O_7^{2-}$	Dicromato	μ -oxo bis[trioxocromato (VI)]

Un caso particular, polioxoaniones de manganeso.

Este tipo de oxoaniones reciben un nombre particular sólo en la nomenclatura tradicional, pudiéndose nombrarlos normalmente de acuerdo a la nomenclatura sistemática desarrollada en esta sección. Su fórmula y su nomenclatura se detallan a continuación:

Fórmula	N. Tradicional	N. Sistemática
MnO_4^-	Permanganato	Tetraoxomanganato (VII)
MnO_4^{2-}	Manganato	Tetraoxomanganato (VI)

En este momento es conveniente que conozca los aniones poliatómicos más comúnmente empleados en el laboratorio y que Ud. empleará en algún experimento de este curso y durante su carrera.

► Actividad 8

Complete la siguiente tabla.

OXOANIONES (AO_x^{n-}), fórmulas y nomenclatura		
Fórmula	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura tradicional
CO_3^{2-}		
NO_3^-		
NO_2^-		
PO_4^{3-}		
PO_3^{3-}		
$P_2O_7^{4-}$		
AsO_4^{3-}		
AsO_3^{3-}		
SO_4^{2-}		
SO_3^{2-}		

CrO_4^{2-}		
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$		
ClO^-		
ClO_2^-		
ClO_3^-		
ClO_4^-		
IO_3^-		
IO_4^-		
MnO_4^-		
MnO_4^{2-}		
BO_3^{3-}		
SiO_4^{4-}		

B.6) Aniones poliatómicos del tipo $\text{H}_y\text{AO}_x^{n-}$, hidrógeno oxoaniones u oxoaniones ácido

Formulación

Se coloca el **oxoanión** precedido por el catión **hidrógeno** con la atomicidad correspondiente como **subíndice** y como **supraíndice la carga neta** seguida de su signo de la especie resultante que se obtiene de la aplicación del principio de conservación de la carga.

Ejemplos:



Nomenclatura sistemática

Se coloca la palabra **anión**, luego la palabra **hidrógeno** precedida con el **prefijo** y a continuación el nombre del **oxoanión** de acuerdo a la nomenclatura **sistemática**.

anión *prefijo*[hidrógeno][*nombre del oxoanión (sistemática)*]

Ejemplos:



H_2PO_4^- anión dihidrógenotetraoxofosfato (V)

HPO_4^{2-} anión hidrógenotetraoxofosfato (V)

Nomenclatura tradicional (Semisistemática)

Se coloca el nombre del **oxoanión**, de acuerdo a la nomenclatura **tradicional** y luego la palabra “**ácido**” con el **prefijo** correspondiente al número de hidrógenos presentes.

[nombre del oxoanión (tradicional)] prefijo[ácido]

Ejemplos:

HSO_4^- sulfato ácido

HSO_3^- sulfito ácido

H_2PO_4^- fosfato diácido

HPO_4^{2-} fosfato monoácido o fosfato ácido

► **Actividad 9**

Dados los oxoaniones PO_3^{3-} AsO_4^{3-} AsO_3^{3-} $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

a) Formule los posibles oxoaniones ácidos de los mismos.

.....

b) Nómbralos de acuerdo a la nomenclatura tradicional y sistemática.

.....

► **Actividad 10**

Complete la siguiente tabla formulando o nombrando los **hidrógeno oxoaniones**.

FÓRMULA	N. SISTEMÁTICA	N. TRADICIONAL
H_2PO_4^-	anión dihidrógeno tetraoxofosfato (V)	fosfato diácido u ortofosfato diácido
		pirofosfato diácido
		sulfato ácido
		sulfito ácido

	anión hidrógeno trioxoseleniato (IV)	
HSeO_4^-		
	anión dihidrógeno trioxofosfato (III)	
HPO_4^{2-}		

C) Compuestos neutros

C.1) Sales neutras: Cation metálico + Anión monoatómico distinto de óxido (O^{2-})

Formulación

Escribir primero el **cation**, luego el **anión monoatómico** y colocar las **atomicidades** como subíndices de ambos de forma tal que se cumpla el **principio de electroneutralidad**.

Ejemplos: CaCl_2 FeS Fe_2S_3

Nomenclatura sistemática

Con este tipo de nomenclatura existen dos formas alternativas de nombrar a un mismo compuesto.

a) Colocar el nombre del **anión monoatómico** seguido del **nombre del cation** de acuerdo a la **nomenclatura sistemática** y separado por la preposición “**de**”. Recuerde que en el caso de que el cation presente más de un estado de oxidación, debe indicarse su **número de oxidación** en número romano y entre paréntesis.

[nombre del anión monoatómico] de [nombre del cation (sistemático)]

Ejemplos: CaCl_2 cloruro de calcio
 FeS sulfuro de hierro (II)
 Fe_2S_3 sulfuro de hierro (III)

b) Colocar el nombre del **anión monoatómico** con el **prefijo** multiplicativo seguida del nombre del **elemento del cation** con el **prefijo** multiplicativo y separado por la preposición “**de**”.

prefijo *[nombre del anión monoatómico]* de prefijo *[nombre del elemento del cation]*

Ejemplos: CaCl_2 dicloruro de calcio
 FeS sulfuro de hierro
 Fe_2S_3 trisulfuro de dihierro

Nomenclatura tradicional

Se coloca el nombre del **anión monoatómico** seguido del **nombre del catión** de acuerdo a la nomenclatura **tradicional**. Si el catión presenta un estado de oxidación se interpone la preposición “de” y si posee dos estados de oxidación recuerde que se emplean los **sufijos oso e ico**, omitiéndose en este último caso la preposición “de”.

<i>[nombre del anión monoatómico] de [nombre del catión]</i>
<i>[nombre del anión monoatómico] [nombre del catión tradicional(oso)]</i>
<i>[nombre del anión monoatómico] [nombre del catión tradicional(ico)]</i>

Ejemplos: CaCl_2 cloruro de calcio
 FeS sulfuro ferroso
 Fe_2S_3 sulfuro férrico

La nomenclatura tradicional para este tipo de compuestos está prácticamente en desuso, por lo que no se recomienda su empleo.

► Actividad 11

En la siguiente tabla se presentan los nombres de algunos compuestos resultantes de la combinación de **catión metálico con anión monoatómico distinto de óxido (O^{2-})**. Complete los nombres y/o fórmulas faltantes.

SALES NEUTRAS			
FÓRMULA	N. SISTEMÁTICA		N. TRADICIONAL
	KBr	bromuro de potasio	
FeCl_2			cloruro ferroso
	cloruro de hierro (III)		

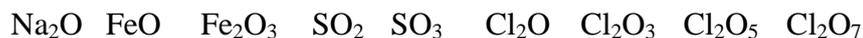
		sulfuro de dicobre	
	sulfuro de cobre (II)		
	hidruro de calcio		
Al_2Te_3		triteluriuro de dialuminio	

C.2) Óxidos: Cation monoatómico distinto de hidrógeno + anión óxido (O^{2-})

Formulación

Escribir primero el símbolo del **cación**, luego el símbolo del **anión óxido** y colocar las atomicidades como subíndices de forma tal que se cumpla el **principio de electroneutralidad**.

Ejemplos:



Nomenclatura sistemática

Con este tipo de nomenclatura existen dos formas alternativas de nombrar a un mismo compuesto.

a) Se emplea la palabra **óxido** seguida del **nombre del cation** de acuerdo a la **nomenclatura sistemática** y separada por la preposición “**de**”.

Recuerde que en el caso de que dicho cation presente más de un estado de oxidación, se escribe el **número de oxidación** en número romano y entre paréntesis.

óxido de [*nombre del cation(sistemática)*]

Ejemplos:

Na_2O óxido de sodio

FeO óxido de hierro (II)

Fe_2O_3 óxido de hierro (III)

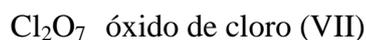
SO_2 óxido de azufre (IV)

SO_3 óxido de azufre (VI)

Cl_2O óxido de cloro (I)

Cl_2O_3 óxido de cloro (III)

Cl_2O_5 óxido de cloro (V)



b) Colocar la palabra **óxido** con el **prefijo** multiplicativo seguida del **nombre del elemento del catión** con el **prefijo** multiplicativo y separado por la preposición “**de**”.

prefijo óxido de prefijo [nombre del elemento del catión]

Ejemplos: Na_2O óxido de sodio
 FeO óxido de hierro
 Fe_2O_3 trióxido de dihierro
 SO_2 dióxido de azufre
 SO_3 trióxido de azufre
 Cl_2O óxido de dicloro
 Cl_2O_3 trióxido de dicloro
 Cl_2O_5 pentóxido de dicloro
 Cl_2O_7 heptóxido de dicloro

Nomenclatura tradicional

Si el catión es metálico, se coloca la palabra **óxido** seguido del **nombre del catión** de acuerdo a la nomenclatura **tradicional**. Si el catión presenta un estado de oxidación se interpone la preposición “de”, y si posee dos estados de oxidación recuerde que se emplean los **sufijos oso** e **ico**, omitiéndose en este último caso la preposición “**de**”.

óxido de [nombre del elemento del catión]

óxido [nombre del catión tradicional (oso)]

óxido [nombre del catión tradicional (ico)]

Ejemplos: Na_2O óxido de sodio
 FeO óxido ferroso
 Fe_2O_3 óxido férrico

Si el catión es no metálico y presenta dos estados de oxidación, se coloca la palabra **anhídrido** seguida del **nombre del catión** de acuerdo a la **nomenclatura tradicional**.

Recuerde el empleo de los sufijos **oso** o **ico** para el menor y mayor estado de oxidación respectivamente.

anhídrido [<i>nombre del catión tradicional(oso)</i>]

anhídrido [<i>nombre del catión tradicional(ico)</i>]

Ejemplos: SO_2 anhídrido sulfuroso SO_3 anhídrido sulfúrico

Si el catión es no metálico y posee cuatro estados de oxidación, los mismos se ordenan de menor a mayor colocándose en todos los casos la palabra **anhídrido** seguida de:

- para el primero, el **prefijo “hipo” a la raíz del nombre del átomo central** terminado con el **sufijo “oso”**.
- para el segundo, solamente **la raíz del nombre del átomo central** terminado con el **sufijo “oso”**.
- para el tercero, solamente **la raíz del nombre del átomo central** terminado con el **sufijo “ico”**.
- para el cuarto, el **prefijo “per” a la raíz del nombre del átomo central** terminado con el **sufijo “ico”**.

anhídrido hipo [<i>raíz del nombre del átomo central</i>]oso
--

anhídrido [<i>raíz del nombre del átomo central</i>]oso

anhídrido [<i>raíz del nombre del átomo central</i>]ico

anhídrido per [<i>raíz del nombre del átomo central</i>]ico

Ejemplos: Cl_2O anhídrido hipocloroso Cl_2O_3 anhídrido cloroso Cl_2O_5 anhídrido clórico Cl_2O_7 anhídrido perclórico

La nomenclatura tradicional para este tipo de compuestos y en especial cuando el catión es no metálico está en desuso. La denominación anhídridos, por ejemplo (CO_2) anhídrido carbónico, sólo puede encontrarla en algunos libros no actualizados. Actualmente, se recomienda no emplearla. Por lo tanto, evite su uso.

El nitrógeno forma una gran variedad de óxidos (NO , NO_2 , N_2O , N_2O_3 , N_2O_5 , etc.) y muchos de ellos no pueden ser nombrados siguiendo la nomenclatura tradicional, la que solo describe al

óxido nitroso (NO_2) y al óxido nítrico (NO). Por lo tanto, para los otros se debe utilizar la nomenclatura sistemática.

► Actividad 12

En la siguiente tabla se presentan los nombres de algunos compuestos resultantes de la combinación de **catión monoatómico distinto de hidrógeno con anión óxido (O^{2-})**. Ud. deberá completar los nombres y/o fórmulas faltantes.

FÓRMULA	N. SISTEMÁTICA		N. TRADICIONAL
Fe_2O_3	óxido de hierro (III)	trióxido de dihierro	óxido férrico
Li_2O	óxido de litio		
ZnO	óxido de zinc		
	óxido de cromo (VI)		anhídrido crómico
Cu_2O			
	óxido de cobre (II)		
			anhídrido sulfuroso
	óxido de azufre (VI)		
			anhídrido fosforoso
	óxido de bromo (I)		
			anhídrido bromoso
		pentóxido de dibromo	
			anhídrido perbrómico
MnO_2		dióxido de manganeso	

C.3) Hidróxidos: Cation metálico o NH_4^+ + anión hidróxido (HO^-)

Formulación

Se coloca primero el **catión** seguido del anión **hidróxido** con su respectiva atomicidad como **subíndice** de forma tal que se cumpla el principio de electroneutralidad. Dado que el anión hidróxido constituye una especie poliatómica, para indicar el número de aniones hidróxidos, este debe encerrarse entre paréntesis y luego colocar las atomicidades. El paréntesis sirve para separar un grupo de átomos en una fórmula e indicar que constituyen una identidad.

Ejemplos: $\text{Ba}(\text{HO})_2$ $\text{Fe}(\text{HO})_2$ $\text{Fe}(\text{HO})_3$ $\text{NH}_4(\text{HO})$

Nomenclatura sistemática

Aquí existen dos formas alternativas de nombrar a un mismo compuesto.

a) El nombre del compuesto se forma colocando la palabra **hidróxido** seguida **del nombre del catión** de acuerdo a la **nomenclatura sistemática**, separados por la preposición “**de**”. Recuerde que, si el mismo presenta más de **un estado de oxidación**, éste se coloca entre paréntesis y en número romano.

hidróxido de [*nombre del catión*] (*estado de oxidación*)

Ejemplos:	Ba(HO) ₂	hidróxido de bario
	Fe(HO) ₂	hidróxido de hierro (II)
	Fe(HO) ₃	hidróxido de hierro (III)
	NH ₄ (HO)	hidróxido de amonio

b) El nombre del compuesto se forma colocando la palabra **hidróxido** precedida del **prefijo** griego que indique el número de aniones hidróxidos que hay en la fórmula y a continuación el **nombre del elemento del catión**, separados por la preposición “**de**”.

prefijo hidróxido de [*nombre del elemento del catión*]

Ejemplos:	Ba(HO) ₂	dihidróxido de bario
	Fe(HO) ₂	dihidróxido de hierro
	Fe(HO) ₃	trihidróxido de hierro
	NH ₄ (HO)	hidróxido de amonio

Nomenclatura tradicional

Se coloca la palabra **hidróxido** seguido del **nombre del catión** de acuerdo a la nomenclatura **tradicional**. Si el catión presenta un estado de oxidación se interpone la preposición “**de**” y si posee dos estados de oxidación recuerde que se emplean los **sufijos oso** e **ico**, omitiéndose en este último caso la preposición “**de**”.

hidróxido de [*nombre del elemento del catión*]
 hidróxido [*nombre del catión tradicional(oso)*]
 hidróxido [*nombre del catión tradicional(ico)*]

Ejemplos:	Ba(OH) ₂	hidróxido de bario
	Fe(OH) ₂	hidróxido ferroso
	Fe(OH) ₃	hidróxido férrico
	NH ₄ (OH)	hidróxido de amonio

La nomenclatura tradicional para este tipo de compuestos está prácticamente en desuso, por lo que no se recomienda su empleo.

► Actividad 13

Complete la siguiente tabla con las fórmulas y nombres correspondientes para los siguientes compuestos resultantes de la combinación de **catión metálico o amonio con anión hidróxido**

FÓRMULA	N. SISTEMÁTICA		N. TRADICIONAL
Au(OH) ₃	hidróxido de oro (III)	trihidróxido de oro	hidróxido áurico
Na(OH)			hidróxido de sodio
	hidróxido de calcio		
Al(OH) ₃			
		dihidróxido de manganeso	
Pb(OH) ₂			
	hidróxido de plomo (IV)		
			hidróxido níqueloso
Co(OH) ₂			
	hidróxido de cobalto (III)		
	hidróxido de hierro (III)		
Fe(OH) ₂		dihidróxido de hierro	

C.4) Peróxidos, superóxidos, disulfuros y triyoduros: Cation metálico o de hidrógeno + homopolianión

Formulación

Colocar primero el **catión** seguido del **anión homopoliatómico** y colocar las **atomicidades** como subíndices de ambos de forma tal que se cumpla el principio de electroneutralidad.

Ejemplos: KO_2 K_2O_2 K_2S_2 KI_3

Nomenclatura sistemática

El nombre se forma colocando el nombre del **anión homopoliatómico** de acuerdo a la nomenclatura **sistemática** (ver tabla correspondiente) seguido del nombre del **catión**, con su **número de oxidación** entre paréntesis y en número romano si el mismo presenta más de un estado de oxidación, separados por la preposición “**de**”.

[nombre del anión homopoliatómico(sistemático)] de [nombre del catión (sistemático)]

Ejemplos: NaO_2 dióxido (1-) de sodio
 K_2O_2 dióxido (2-) de potasio
 Na_2S_2 disulfuro (2-) de sodio
 KI_3 triioduro (1-) de potasio

Nomenclatura tradicional

El nombre se forma colocando el nombre del **anión homopoliatómico** de acuerdo a la nomenclatura **tradicional** (ver tabla correspondiente) seguido del **nombre del catión** de acuerdo a la nomenclatura **tradicional**. Si el catión presenta un estado de oxidación se interpone la preposición “**de**” y si posee dos estados de oxidación recuerde el empleo de los **sufijos oso e ico**, omitiéndose en este último caso la preposición “**de**”.

[nombre del anión homopoliatómico (tradicional)] de [nombre del catión (tradicional)]

Ejemplos: KO_2 superóxido de potasio
 K_2O_2 peróxido de potasio
 K_2S_2 disulfuro de potasio
 KI_3 triioduro de potasio

Actualmente ambas nomenclaturas para este tipo de compuestos están en uso.

► Actividad 14

Complete la siguiente tabla con las fórmulas y nombres correspondientes para los compuestos formados por un **Catión metálico o de hidrógeno con homopolianión**.

Fórmula	N. Sistemática	N. Tradicional
H ₂ O ₂	dióxido(2-)de hidrógeno	peróxido de hidrógeno
HO ₂		
	triioduro(1-) de sodio	
	dióxido(1-) de sodio	
Na ₂ O ₂		
		superóxido de litio
BaO ₂		

C.5) Calcogenuros y haluros de hidrógeno - su disolución acuosa hidrácidos: Cation hidrógeno + anión monoatómico del grupo 16 y 17 distinto de óxido (O²⁻)

Formulación

Escribir primero el símbolo del **hidrógeno**, luego el símbolo del **anión** y colocar la atomicidad del hidrógeno como subíndice de forma tal que se cumpla el **principio de electroneutralidad**.

Ejemplos: HF
H₂S

Nomenclatura sistemática

a) Se coloca el nombre del **anión monoatómico** seguido de la palabra **hidrógeno** y separado por la preposición “**de**”.

[*nombre del anión monoatómico*] de hidrógeno

Ejemplos: HF fluoruro de hidrógeno
H₂S sulfuro de hidrógeno

b) Colocar el nombre del **anión monoatómico** seguido de la palabra **hidrógeno** con el **prefijo** correspondiente y separada por la preposición “**de**”.

[*nombre del anión monoatómico*] de *prefijo* hidrógeno

Ejemplos: HF fluoruro de hidrógeno
 H₂S sulfuro de dihidrógeno

Nomenclatura tradicional

Se coloca el nombre del **anión monoatómico** seguido de la palabra **hidrógeno** y separado por la preposición “**de**”. Coincide con la nomenclatura sistemática del punto a).

[*nombre del anión monoatómico*] de hidrógeno

Ejemplos: HF fluoruro de hidrógeno
 H₂S sulfuro de hidrógeno

Nomenclatura de su disolución acuosa

Estos compuestos en solución acuosa se denominan *hidrácidos*. Se nombran con la palabra **ácido** seguida de la **raíz del nombre del elemento del anión monoatómico** y la terminación **hídrico**, según

ácido [*raíz del nombre del elemento del anión monoatómico*]hídrico

Ejemplos: HF ácido fluorhídrico
 H₂S ácido sulfhídrico

► Actividad 15

En la siguiente tabla se presentan los nombres de algunos compuestos neutros resultantes de la combinación de **catión hidrógeno con anión monoatómico del grupo 16 y 17 distinto de óxido (O²⁻)**. Ud. deberá completar los nombres y/o fórmulas faltantes.

FÓRMULA	Nomenclatura sistemática		N. en solución acuosa
HF	fluoruro de hidrógeno	fluoruro de hidrógeno	ácido fluorhídrico
	cloruro de hidrógeno		
			ácido bromhídrico

		ioduro de hidrógeno	
		sulfuro de dihidrógeno	
	teluriuro de hidrógeno		
			ácido selenhídrico

C.6) Hidruros no metálicos: Aniones hidrógeno (H^-) + elementos de los grupos 13, 14 y 15²

Formulación

Se coloca primero el **elemento del grupo 14 o 15** y luego el **hidrógeno** con una atomicidad tal que se cumpla el **principio de electroneutralidad**.

Ejemplos: BH_3 CH_4 SiH_4 NH_3 PH_3 AsH_3 SbH_3

Nomenclatura

Si bien existe una nomenclatura sistemática para estos compuestos, no la detallaremos. La IUPAC ha aceptado el uso de los nombres triviales de estas especies.

Representación simbólica

Nombre Trivial

BH_3	Borano
CH_4	Metano
SiH_4	Silano
NH_3	Amoníaco
PH_3	Fosfano
AsH_3	Arsano
SbH_3	Estibano

C.7) Oxoácidos: Cationes hidrógeno (H^+) + oxoanión (AO_x^{n-})

Estos compuestos liberan cationes H^+ en solución acuosa confiriéndole al medio propiedades ácidas.

² Si bien el NH_3 desde el punto de vista de la electronegatividad es un nitruro, la IUPAC para nombrarlo lo considera un hidruro.

Formulación

Se coloca primero el catión **hidrógeno** con la **atomicidad** como subíndice que indica el número de cationes hidrógeno que resulta de aplicar el principio de electroneutralidad, seguido de la fórmula del **oxoanión**.

Ejemplos: H_2SO_4 H_2SO_3 HClO HClO_2 HClO_3 HClO_4

Nomenclatura sistemática

Se nombra primero el **oxoanión** de acuerdo a la nomenclatura **sistemática**, seguido de **hidrógeno** (nombre del catión) anteponiéndole el **prefijo** correspondiente separados por la preposición “**de**”.

La indicación del E.O.A.C. en el oxoanión, entre paréntesis y en números romanos, puede obviarse porque es redundante al emplearse los prefijos.

<i>[nombre del oxoanión (sistemático)] de prefijo[hidrógeno]</i>
--

Ejemplos:	H_2SO_4	tetraoxosulfato (VI) de dihidrógeno
	H_2SO_3	trioxosulfato (IV) de dihidrógeno
	HClO	oxoclorato (I) de hidrógeno
	HClO_2	dioxoclorato (III) de hidrógeno
	HClO_3	trioxoclorato (V) de hidrógeno
	HClO_4	tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno

Nomenclatura tradicional (Semisistemática)

Cuando el átomo central posee dos estados de oxidación, colocar la palabra **ácido** seguida de la **raíz del nombre del átomo central** con el **sufijo oso** para el menor estado de oxidación y con el **sufijo ico** para el mayor estado de oxidación.

<i>[ácido] [raíz del nombre del átomo central]oso</i>

<i>[ácido] [raíz del nombre del átomo central]ico</i>

Ejemplos:	H_2SO_3	ácido sulfuroso
	H_2SO_4	ácido sulfúrico

Cuando el átomo central posee cuatro estados de oxidación los mismos se ordenan de menor a mayor colocándose en todos los casos la palabra **ácido** seguida de:

- para el primero el **prefijo “hipo” a la raíz del nombre del átomo central** terminado con el **sufijo “oso”**
- para el segundo solamente **la raíz del nombre del átomo central** terminado con el **sufijo “oso”**
- para el tercero solamente **la raíz del nombre del átomo central** terminado con el **sufijo ico**
- para el cuarto el **prefijo “per” a la raíz del nombre del átomo central** terminado con el **sufijo “ico”**.
-

ácido hipo[raíz del nombre del átomo central]oso

ácido [raíz del nombre del átomo central]oso

ácido [raíz del nombre del átomo central]ico

ácido per[raíz del nombre del átomo central]ico

Ejemplos:	HClO	ácido hipocloroso
	HClO ₂	ácido cloroso
	HClO ₃	ácido clórico
	HClO ₄	ácido perclórico

Los oxoácidos formados a partir de P y As reciben de acuerdo a la nomenclatura tradicional diferentes nombres de acuerdo al número de aniones óxidos que rodean al átomo central (P o As) en el oxoanión:

H ₃ PO ₄	ácido ortofosfórico o fosfórico	HPO ₃	ácido metafosfórico
H ₃ PO ₃	ácido ortofosforoso o fosforoso	HPO ₂	ácido metafosforoso
H ₃ AsO ₄	ácido ortoarsénico o arsénico	HAsO ₃	ácido metaarsénico
H ₃ AsO ₃	ácido ortoarsenioso o arsenioso	HAsO ₂	ácido metaarsenioso

Actualmente se usan ambas nomenclaturas para este tipo de compuestos, sin embargo para oxoácidos poco comunes se recomienda la nomenclatura sistemática.

► **Actividad 16**

Dados los siguientes aniones, deduzca la cantidad de cationes hidrógeno (H^+) que son necesarios para neutralizarlos. Nombre los compuestos, así formado, de acuerdo a la nomenclatura sistemática.

a) BrO_3^-

.....

b) IO_4^-

.....

c) AsO_4^{3-}

.....

d) SO_3^{2-}

.....

► **Actividad 17**

Complete la siguiente tabla con las fórmulas y nombres correspondientes para los siguientes compuestos resultantes de la combinación de **cationes H^+ + oxoanión (AO_x^{n-})**, **Oxoácidos**.

Fórmula	Nomenclatura sistemática	N. Tradicional
H_3BO_3	trioxoborato (III) de trihidrógeno	ácido bórico
H_2CO_3		
HNO_3		
		ácido nitroso
H_3PO_3		ácido ortofosforoso
	tetraoxofosfato (V) de trihidrógeno	
	μ -oxo-bis[trioxofosfato (V)] de tetrahidrógeno	
	tetraoxoarseniato (V) de trihidrógeno	ácido arsénico
H_3AsO_3		ácido arsenioso
H_2SO_4		
		ácido sulfuroso
	tetraoxocromato (VI) de dihidrógeno	ácido crómico
	μ -oxo-bis[trioxocromato (VI)] de dihidrógeno	ácido dicrómico

		ácido hipocloroso
HClO ₂		
HClO ₃		ácido clórico
	tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno	
HIO ₃		
		ácido peryódico
HMnO ₄		

► **Actividad 18**

Completar la tabla basándose en el siguiente ejemplo.

2H ⁺	+ trioxocarbonato (IV)	= trioxocarbonato (IV) de dihidrógeno
H ⁺	+ -----	= dioxonitrato (III) de -----
3H ⁺	+ tetraoxoarseniato (V)	= -----
H ⁺	+ -----	= tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno
H ⁺	+ trioxonitrato (V)	= -----
2H ⁺	+ -----	= tetraoxocromato (VI) de dihidrógeno

► **Actividad 19**

Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos:

- tetraoxomanganato (VII) de hidrógeno.
- monooxoclorato (I) de hidrógeno.
- trioxosulfato (IV) de dihidrógeno.
- tetraoxoantimoniato (V) de trihidrógeno.

► **Actividad 20**

Dadas las siguientes fórmulas, verificar si coinciden con el nombre correspondiente y, en caso contrario, escribirlo o nombrarlo correctamente.

HClO₂ dioxoclorato (III) de hidrógeno

H₂CO₃ tetraoxocarbonato (IV) de dihidrógeno

H_3PO_4 tetraoxofosfato (V) de trihidrógeno

C.8) Oxosales: Cation metálico + oxoanión (AO_x^{n-})

Formulación

Se coloca primero el **cation** y luego el **oxoanión**, colocando las **atomicidades** como subíndices adecuados de tal forma que se cumpla el principio de electroneutralidad.

Recuerde que, dado que el oxoanión constituye una especie poliatómica, para indicar el número de oxoaniones éste debe encerrarse entre paréntesis y luego colocar los subíndices. El paréntesis sirve para separar un grupo de átomos en una fórmula e indicar que constituyen una identidad.

Ejemplos: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ K_2SO_3 $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ $\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3$

► Actividad 21

Construya las fórmulas con los siguientes iones realizando las combinaciones posibles. Recuerde el uso de paréntesis.

Anión: CO_3^{2-}

Cation: Na^+

Anión: MnO_4^-

Cation: Ca^{2+}

Nomenclatura sistemática

Se coloca un **prefijo** (ver Nota 4) que indica el número de aniones poliatómicos que contiene el compuesto, seguido del **nombre del oxoanión** de acuerdo a la nomenclatura **sistemática** y luego el **nombre del elemento del cation** con su **prefijo** separados por la preposición “**de**”.

La indicación del E.O.A.C. en el oxoanión, entre paréntesis y en números romanos, puede obviarse porque es redundante al emplearse los prefijos.

No obstante, puede aclararse entre paréntesis y en número romano el estado de oxidación del cation cuando posee más de un estado de oxidación.

prefijo[nombre del oxoanión (sistemático)] de prefijo[nombre del elemento del cation]

Ejemplos:

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

tris[tetraoxosulfato (VI)] de dialuminio

K_2SO_3

trioxosulfato (IV) de dipotasio

$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$	bis[trioxonitrato (V)] de hierro
$\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3$	tris[trioxosulfato (IV)] de dihierro

El prefijo que se antepone al nombre del oxoanión no debe confundirse con el prefijo que corresponde al nombre del oxoanión. Para ello se emplean otros prefijos multiplicativos que se indican a continuación:

Número de aniones poliatómicos	Prefijo
2	bis
3	tris
4	tetrakis
5	pentakis

Nomenclatura tradicional:

Se coloca el **nombre del oxoanión** de acuerdo a la nomenclatura **tradicional** y luego el **nombre del catión** de acuerdo a la nomenclatura **tradicional**. Si el catión presenta un estado de oxidación se interpone la preposición “de” y si posee dos estados de oxidación recuerde que se emplean los **sufijos oso** e **ico**, omitiéndose en este último caso la preposición “de”.

[*nombre del oxoanión(tradicional)*] de [*nombre del catión*]

[*nombre del oxoanión(tradicional)*] [*nombre del catión (tradicional)*]

Ejemplos:

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	sulfato de aluminio
K_2SO_3	sulfito de potasio
$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$	nitrate ferroso
$\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3$	sulfito férrico

Actualmente se usan ambas nomenclaturas para este tipo de compuestos. Sin embargo, no se recomienda el empleo de la nomenclatura tradicional para los cationes. Por lo que es común encontrar que el oxoanión se nombre de acuerdo a la nomenclatura tradicional y el catión de acuerdo a la nomenclatura sistemática, sobre todo cuando el catión posee más de un estado de oxidación, lo que da origen a una nomenclatura tipo “mixta”.

Ejemplos:	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$	nitrate de hierro (II)
	$\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3$	sulfito de hierro (III)

► **Actividad 22**

Nombrar los compuestos formados en la Actividad 21 según la nomenclatura sistemática y según la nomenclatura tradicional.

.....

.....

.....

.....

► **Actividad 23**

Complete la siguiente tabla con las fórmulas y nombres correspondientes para los siguientes compuestos resultantes de la combinación de **Catión metálico + Oxoanión (AO_x^{n-})**, **Oxosales**.

Fórmula	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura tradicional
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	tris[tetraoxosulfato(VI)]de dihierro	sulfato férrico
		perclorato de sodio.
	tetraoxosulfato(VI) de hierro (II)	
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$		
		sulfito níquelico
	trioxosilicato(IV) de cobre (II)	
$\text{Au}(\text{ClO}_2)_3$		
		carbonato de calcio
	trioxocarbonato(IV) de hierro (II)	
		hipobromito plumboso
	bis[trioxonitrato (V)] de hierro	
	trioxosulfato (IV) de magnesio	
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$		
		permanganato de potasio
AgIO		

C.9) Sales ácidas: Cation metálico o poliatómico + hidrógeno oxoanión o hidrógeno anión monoatómico

Formulación

Colocar primero el **cation** y después el **hidrógeno anión** (hidrógeno oxoanión o hidrógeno anión monoatómico). Colocar las atomicidades como subíndices del **cation** y del **hidrógeno anión** para que se cumpla el **principio de electroneutralidad**.

Ejemplos: $Ba(HS)_2$ $MgHPO_4$ KH_2PO_3 $Pb(H_2AsO_4)_2$

Nomenclatura sistemática

Se coloca un **prefijo** (ver Nota 4) que indica el número de aniones poliatómicos que contiene el compuesto, seguido del **nombre del hidrógeno anión** de acuerdo a la nomenclatura **sistemática** y luego el **nombre del elemento del cation** con su **prefijo** separados por la preposición “**de**”.

prefijo[nombre del hidrógeno anión (sistemático)] de prefijo[nombre del elemento del cation]

Ejemplos:

$Ba(HS)_2$	bis[hidrógeno sulfuro] de bario
$MgHPO_4$	hidrógeno tetraoxofosfato(V) de magnesio
KH_2PO_3	dihidrógeno trioxofosfato(III) de potasio
$Pb(H_2AsO_4)_2$	bis[dihidrógeno tetraoxoarseniato(V)] de plomo (II)

Nomenclatura tradicional

Se coloca el **nombre del hidrógeno anión** de acuerdo a la nomenclatura **tradicional** y luego el **nombre del cation** de acuerdo a la nomenclatura **tradicional**. Si el cation presenta un estado de oxidación se interpone la preposición “**de**” y si posee dos estados de oxidación recuerde que se emplean los **sufixos oso** e **ico**, omitiéndose en este último caso la preposición “**de**”.

[nombre del hidrógeno anión (tradicional)] de [nombre del cation]

[nombre del hidrógeno anión (tradicional)] [nombre del cation (tradicional)]

Ejemplos:

$Ba(HS)_2$	sulfuro ácido de bario
$MgHPO_4$	ortofosfato monoácido de magnesio

KH_2PO_3	ortofosfito diácido de potasio
$\text{Pb}(\text{H}_2\text{AsO}_4)_2$	ortoarseniato diácido plumboso

Actualmente se usan ambas nomenclaturas para este tipo de compuestos. Sin embargo, no recomienda el empleo de la nomenclatura tradicional para los cationes. Por lo que es común encontrar que el oxoanión se nombre de acuerdo a la nomenclatura tradicional y el catión de acuerdo a la nomenclatura sistemática, sobre todo cuando el catión posee más de un estado de oxidación, lo que da origen a una nomenclatura tipo “mixta”.



La denominación antigua de este tipo de sales, anteponiéndole el prefijo “bi” al nombre tradicional del oxoanión, por ejemplo: (NaHCO_3) bicarbonato de sodio, (NaHSO_3) bisulfito de sodio, sólo puede encontrarla en algunos libros no actualizados. Actualmente, se recomienda no emplearla. Por lo tanto, evite su uso.

► Actividad 24

Complete la siguiente tabla con las fórmulas y nombres correspondientes para los compuestos formados por **Catión metálico o poliatómico + hidrógeno anión, Sales ácidas.**

Fórmula	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura tradicional
NaHCO_3		
		sulfato ácido férrico
	bis[dihidrógeno trioxofosfato (III)] de calcio	
$\text{Al}_2(\text{HPO}_4)_3$		

C.10) Sales básicas: Catión metálico o poliatómico + anión hidróxido (HO^-) + anión monoatómico u oxoanión

Formulación

Colocar primero el **catión**, después el **anión (monoatómico u oxoanión)** y por último el anión **hidróxido**. Colocar las atomicidades como subíndices del **catión**, del **anión** y del **hidróxido** para que se cumpla el **principio de electroneutralidad**.

Ejemplos: $\text{MgCl}(\text{HO})$ $\text{ZnI}(\text{HO})$ $\text{PbNO}_3(\text{HO})$

Nomenclatura sistemática

Colocar el nombre de los **aniones** (anión mono o poliatómico e hidróxido) en orden alfabético y de acuerdo a la nomenclatura **sistemática** precedidos por los **prefijos** correspondientes y luego el **nombre del elemento del catión** con el **prefijo** correspondiente.

Recuerde que el número de oxidación del catión debe aclararse entre paréntesis y en número romano, como es usual si presenta más de un estado de oxidación.

orden alfabético, sin considerar los prefijos

prefijo[*nombre del anión(sistemática)*] prefijo[*hidróxido*] de prefijo[*nombre del catión*]

Ejemplos:	MgCl(HO)	Cloruro hidróxido de magnesio
	ZnI(HO)	Hidróxido ioduro de zinc
	PbNO ₃ (HO)	Hidróxido trioxonitrato (V) de plomo (II)
	Al(NO ₃) ₂ (HO)	Hidróxido bis[trioxonitrato (V)] de aluminio

Nomenclatura tradicional

Colocar el nombre del **anión** de acuerdo a la nomenclatura **tradicional** seguido de la palabra **básico** con un **prefijo** que indique el número de aniones hidróxidos, y luego el **nombre del catión** de acuerdo a la nomenclatura **tradicional** (es decir empleando, si corresponde, los sufijos **oso** o **ico** cuando sea necesario), en este último caso se omite la preposición “**de**”.

prefijo[*nombre del anión(tradicional)*] prefijo[básico] de [*nombre del catión(tradicional)*]
 prefijo[*nombre del anión(tradicional)*] prefijo[básico] [*nombre del catión(tradicional)*]

Ejemplos:	MgCl(HO)	Cloruro básico de magnesio
	ZnI(HO)	Ioduro básico de zinc
	PbNO ₃ (HO)	Nitrato básico plumboso

Actualmente se usan ambas nomenclaturas para este tipo de compuestos. Sin embargo, no se recomienda el empleo de la nomenclatura tradicional para los cationes.

Por lo que es común encontrar que el oxoanión se nombre de acuerdo a la nomenclatura tradicional y el catión de acuerdo a la nomenclatura sistemática, sobre todo cuando el catión posee más de un estado de oxidación, lo que da origen a una nomenclatura tipo “mixta”.

PbNO₃(HO) nitrato básico de plomo (II)

► Actividad 25

Complete la siguiente tabla con las fórmulas y nombres correspondientes para los compuestos formados por **Catión metálico o poliatómico + anión hidróxido + anión monoatómico u oxoanión, Sales básicas.**

Fórmula	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura tradicional
$\text{CuIO}_3(\text{HO})$		
	hidróxido trioxonitrato (V) de plomo(II)	
		Carbonato básico de aluminio

Actividades complementarias

1) Nombrar los siguientes compuestos utilizando la nomenclatura sistemática y tradicional.



.....

.....

.....

2) Escribir las fórmulas de:

Nombre	Fórmula
bis[hidrógeno trioxocarbonato (IV)] de cadmio (II)	
bis[hidrógeno tetraoxosulfato (VI)] de hierro (II)	
hidrógeno tetraoxofosfato (V) de disodio	
dihidrógeno trioxofosfato (III) de litio	
hidrógeno trioxosulfato (IV) de plata	
hidrógeno tetraoxofosfato (V) de dimercurio.	

3) Dados los siguientes compuestos químicos: MgS ; $LiBrO_3$; $Pb(CO_3)_2$; $KHSO_4$

La secuencia correcta que relaciona los nombres con la fórmula es:

- sulfato de magnesio - bromato de litio - carbonato plumboso - sulfato de potasio.
- sulfuro de magnesio - bromato de litio - carbonato plúmbico - sulfito ácido de potasio.
- sulfito de magnesio - bromito de litio - carbonato plumboso - sulfito ácido de potasio.
- sulfuro de magnesio - bromato de litio - carbonato plúmbico - sulfato ácido de potasio.

4) Dadas las siguientes fórmulas y nombres de compuestos químicos:

- | | |
|-------------------------------|--------------------------------------|
| I) $\text{Al}(\text{IO}_3)_3$ | tris[trioxiodato (V)] de aluminio. |
| II) $\text{Cu}(\text{HS})_2$ | bis[hidrógeno sulfuro] de cobre (II) |
| III) Ag_3N | nitruro de plata. |
| IV) HBrO | hidróxido de bromo (I). |
| V) H_3PO_3 | ácido fosfórico. |

Indique la opción que contiene el conjunto de pares correctos:

- | | |
|-----------------|--------------|
| a- I, II y III. | c- II y IV. |
| b- II, III y V. | d- II y III. |

5) La única opción que contiene a las especies con IGUAL relación de combinación catión/anión es:

- tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno, tetraoxosulfato (VI) de dihidrógeno, nitrato de aluminio, y trioxocarbonato (IV) de dipotasio.
- Tetraoxosilicato (IV) de diberilio, sulfato de magnesio, nitrato de aluminio y sulfuro de sodio.
- sulfato de magnesio, fluoruro de litio, bis[monooxoclorato (I)] de calcio e hidróxido de estroncio.
- fluoruro de litio, sulfato de magnesio, hipoclorito de sodio y tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno.

6) Dadas las siguientes especies químicas:

monóxido de dinitrógeno - monóxido de nitrógeno - trióxido de dinitrógeno - dióxido de nitrógeno - pentóxido de dinitrógeno - nitrito de amonio - nitrato de amonio.

Marque la opción correcta:

- En cada una de las especies el número de oxidación del oxígeno es diferente.
- En ninguno de los compuestos dados se repite el número de oxidación del nitrógeno.
- Hay compuestos donde el nitrógeno posee estados con números de oxidación positivos y negativos.
- En los compuestos dados, el nitrógeno sólo tiene estados con números de oxidación positivos.

7) El cloro presenta diferentes estados de oxidación y forma así diferentes compuestos, algunos de los cuales se presentan a continuación:

- I) HCl III) KClO₃
 II) ClO₂ IV) Mg(ClO₄)₂

Sus respectivos nombres son:

Opción	I)	II)	III)	IV)
a	cloruro de sodio	hipoclorito de oxígeno	perclorato de potasio	clorito de magnesio
b	cloruro de hidrógeno	monóxido de dicloro	perclorato de potasio	clorato de magnesio
c	cloruro de hidrógeno	dióxido de cloro	clorato de potasio	perclorato de magnesio
d	hipoclorito de hidrógeno	anión clorito	clorato de potasio	perclorato de magnesio

Autoevaluación

A continuación, le sugerimos la siguiente actividad que pretende que Ud. realice de manera individual con el objetivo de evaluar el aprendizaje de los contenidos de la guía, para lo cual le proponemos los siguientes pasos:

- -Seleccione 10 compuestos (en el orden propuesto en A)
- -Realice la actividad
- -Controle sus resultados con sus compañeros, docente o las respuestas de la autoevaluación.
- -Repita aquellos ítems en los que falló.
- -Seleccione nuevamente 10 compuestos y realice los pasos anteriores.

A- NOMBRAR LOS SIGUIENTES COMPUESTOS (según la nomenclatura sistemática y la tradicional):

- 1- Co₂O₃ 21- Ag₂O₂ 41- NaHCO₃ 61- HF
 2- CeO₂ 22- Cu(MnO₄)₂ 42- GaH₃ 62- H₄P₂O₇

3- FeO	23- Cu ₂ O	43- KH	63- H ₂ S
4- MgO	24- Bi ₂ O ₃	44- LiH	64- HNO ₂
5- NaO ₂	25- Ga ₂ O ₃	45- H ₂ O	65- Cu(HO) ₂
6- PbO	26- As ₂ O ₃	46- NH ₄ Cl	66- Cu(HO)
7- SnO ₂	27- GeO ₂	47- Al ₄ C ₃	67- HBrO ₂
8- MoO ₃	28- I ₂ O ₅	48- SbN	68- Fe(HO) ₂
9- CaO ₂	29- TiO ₂	49- AsCl ₃	69- Fe(HO) ₃
10- KNO ₃	30- MnO ₂	50- AsP	70- HIO ₄
11- NaNO ₂	31- Mn ₂ O ₃	51- BaH ₂	71- CaHAsO ₄
12- H ₂ SO ₄	32- La ₂ O ₃	52- BaO	72- Ca(HO) ₂
13- CaO	33- CaHPO ₄	53- BaO ₂	73- Al(HO) ₃
14- HgO	34- H ₂ Te	54- BiCl ₃	74- SrCl ₂
15- Na ₂ HPO ₄	35- NaH	55- HNO ₃	75- Ag(HO)
16- ZnO	36- NH ₃	56- H ₂ CO ₃	76- Au(HO)
17- Fe ₂ (SO ₄) ₃	37- HI	57- H ₄ SiO ₄	77- Pb(HO) ₂
18- SnO	38- CuH ₂	58- H ₂ SeO ₄	78- Pb(HO) ₄
19- K ₂ O	39- CaH ₂	59- HIO ₃	79- Ca(O ₂) ₂
20- Au ₂ O ₃	40- FeH ₃	60- H ₂ SeO ₃	80- Al ₂ (O ₂) ₃

B- FORMULAR:

1- Óxido de dicobre	31- Yoduro de cromo (III)
2- Óxido de cobre (II)	32- Fluoruro de litio
3- Óxido de diplatá	33- Cloruro de bario
4- Trióxido de dioro	34- Fluoruro de cobre (II)
5- Óxido de dipotasio	35- Trifluoruro de boro
6- Monóxido de estaño	36- Bromuro de cadmio
7- Óxido de estaño (IV)	37- Seleniuro de aluminio
8- Óxido de plomo (II)	38- Siliciuro de magnesio
9- Trióxido de azufre	39- Tetracloruro de carbono
10- Óxido de vanadio (V)	40- Nitrito de plata
11- Trióxido de dibromo	41- Perclorato de sodio
12- Óxido de estaño (IV)	42- Tetraoxosulfato (VI) de hierro

- | | |
|------------------------------|---|
| 13- Óxido de titanio (II) | 43- Nitrito níqueloso |
| 14- Peróxido de cerio (IV) | 44- Tris[trioxonitrato (V)] de oro |
| 15- Óxido de níquel (II) | 45- Tetraoxomanganato (VI) de diamonio |
| 16- Óxido de magnesio | 46- Tetraoxomanganato de cobre (II) |
| 17- Peróxido de bario | 47- μ -oxo bis[trioxocromato (VI)] de diplatina |
| 18- Ácido periódico | 48- Tetraoxocromato de hierro (II) |
| 19- Ácido mangánico | 49- Metafosfito de amonio |
| 20- Ácido carbónico | 50- Tetrakis[trioxoclorato(V)] de estaño(IV) |
| 21- Ácido hipoyodoso | 51- Hipobromito plumboso |
| 22- Permanganato de potasio | 52- Iodito plúmbico |
| 23- Ácido ortosilícico | 53- Sulfato níqueloso |
| 24- Ácido ortofosfórico | 54- Trioxocarbonato (IV) de dicobre |
| 25- Yoduro de cobre (I) | 55- Fosfato monoácido de aluminio |
| 26- Yoduro de oro (III) | 56- Trioxosulfato (IV) de níquel (II) |
| 27- Nitruro de aluminio | 57- Hidrógeno sulfuro de plomo (II) |
| 28- Bromuro de plata | 58- Hidrógeno telururo de antimonio (III) |
| 29- Fluoruro de hierro (III) | 59- Fosfato diácido férrico |
| 30- Seleniuro de amonio | 60- Sulfato ácido de calcio |

RESPUESTAS A LA AUTOEVALUACIÓN:

A- NOMBRAR:

- 1- Trióxido de dicobalto / Óxido de cobalto (III) / Óxido cobáltico
- 2- Dióxido de cerio / Óxido de cerio (IV) / Óxido cérico
- 3- Monóxido de hierro / Óxido de hierro (II) / Óxido ferroso
- 4- Óxido de magnesio
- 5- Dióxido (1-) de sodio / Superóxido de sodio
- 6- Monóxido de plomo / Óxido de plomo (II) / Óxido plumboso
- 7- Dióxido de estaño / Óxido de estaño (IV) / Óxido estánico
- 8- Trióxido de molibdeno / Óxido de molibdeno (VI) / Anhídrido molibdénico
- 9- Dióxido (2-) de calcio / Peróxido de calcio
- 10- Trioxonitrato (V) de potasio / Nitrato de potasio
- 11- Dioxonitrato (III) de sodio / Nitrito de sodio
- 12- Tetraoxosulfato (VI) de dihidrógeno / Ácido sulfúrico
- 13- Óxido de bario
- 14- Monóxido de mercurio / Óxido de mercurio (II) / Óxido mercúrico
- 15- Hidrógeno tetraoxofosfato (V) de disodio / Fosfato monoácido de sodio
- 16- Óxido de cinc
- 17- Tris[tetraoxosulfato (VI)] de dihierro / Sulfato férrico
- 18- Óxido de estaño (II) / Monóxido de estaño / Óxido estannoso

- 19- Óxido de potasio / Óxido de dipotasio
- 20- Óxido de oro (III) / Trióxido de dioro / Óxido áurico
- 21- Dióxido (2-) de plata / Peróxido de plata
- 22- Bis[tetraoxomanganato (VII)] de cobre (II) / Permanganato cúprico
- 23- Óxido de cobre (I) / Monóxido de dicobre / óxido cuproso
- 24- Óxido de bismuto (III) / Trióxido de dibismuto / Óxido bismutoso
- 25- Óxido de galio / Trióxido de digalio
- 26- Óxido de arsénico (III) / Trióxido de diarsénico / Anhídrido arsenioso
- 27- Óxido de germanio (IV) / Dióxido de germanio / Óxido germánico
- 28- Óxido de yodo (V) / Pentóxido de diyodo / Óxido yódico
- 29- Óxido de titanio (IV) / Dióxido de titanio / Óxido titánico
- 30- Óxido de manganeso (IV) / Dióxido de manganeso / Óxido mangánico
- 31- Óxido de manganeso (III) / Trióxido de dimanganeso / Óxido manganoso
- 32- Óxido de lantano (III) / Trióxido de dilantano
- 33- Hidrógeno tetraoxofosfato (V) de calcio / Fosfato ácido de calcio
- 34- Teluriuro de hidrógeno / Ácido telurhídrico / Hidruro de telurio (II)
- 35- Hidruro de sodio
- 36- Trihidruro de nitrógeno / Amoníaco
- 37- Yoduro de hidrógeno / Ácido yodhídrico
- 38- Hidruro de cobre (II) / Dihidruro de cobre / Hidruro cúprico
- 39- Hidruro de calcio / Dihidruro de calcio
- 40- Hidruro de hierro (III) / Trihidruro de hierro / Hidruro férrico
- 41- Hidrógeno trioxocarbonato (IV) de sodio / Carbonato ácido de sodio
- 42- Hidruro de galio (III) / Trihidruro de galio
- 43- Hidruro de potasio / Monohidruro de potasio
- 44- Hidruro de litio / Monohidruro de litio
- 45- Agua / Óxido de hidrógeno
- 46- Cloruro de amonio
- 47- Carburo de aluminio / Tricarburo de tetraluminio
- 48- Nitruro de antimonio
- 49- Cloruro de arsénico (III) / Tricloruro de arsénico
- 50- Fosfuro de arsénico (III) / Trifosfuro de arsénico
- 51- Hidruro de bario / Dihidruro de bario
- 52- Óxido de bario / Monóxido de bario
- 53- dióxido (2-) de bario / Peróxido de bario
- 54- Cloruro de bismuto (II) / Tricloruro de bismuto
- 55- Trioxonitrato (V) de hidrógeno / Ácido nítrico
- 56- Trioxocarbonato (IV) de dihidrógeno / Ácido carbónico
- 57- Tetraoxosilicato (IV) de tetrahidrógeno / Ácido silícico o ácido ortosilícico
- 58- Tetraoxoseleniato (VI) de dihidrógeno / Ácido selénico
- 59- Trioxoyodato (V) de hidrógeno / Ácido yódico
- 60- Trioxoseleniato (IV) de dihidrógeno / Ácido selenioso
- 61- Fluoruro de hidrógeno / Ácido fluorhídrico
- 62- μ -oxo bis[trioxofosfato (V)] de tetrahidrógeno / Ácido pirofosfórico
- 63- Sulfuro de hidrógeno / Ácido sulfhídrico /
- 64- Dioxonitrato (III) de hidrógeno / Ácido nitroso
- 65- Hidróxido de cobre (II) / Dihidróxido de cobre / Hidróxido cúprico
- 66- Hidróxido de cobre (I) / Monohidróxido de cobre / Hidróxido cuproso
- 67- Dioxobromato (III) de hidrógeno / Ácido bromoso
- 68- Hidróxido de hierro (II) / Dihidróxido de hierro / Hidróxido ferroso
- 69- Hidróxido de hierro (III) / Trihidróxido de hierro / Hidróxido férrico

- 70- Tetraoxoyodato (VII) de hidrógeno / Ácido peryódico
- 71- Hidrógeno tetraoxo arseniato (V) de calcio / Arseniato ácido de calcio
- 72- Hidróxido de calcio / Dihidróxido de calcio
- 73- Hidróxido de aluminio / Trihidróxido de aluminio
- 74- Cloruro de estroncio / Dicloruro de estroncio
- 75- Hidróxido de plata
- 76- Hidróxido de oro (I) / Monohidróxido de oro / Hidrónimo auroso
- 77- Hidróxido de plomo (II) / Dihidróxido de plomo / Hidrónimo plumboso
- 78- Hidróxido de plomo (IV) / Tetrahidróxido de plomo / Hidrónimo plúmbico
- 79- Dióxido (1-) de calcio / Superóxido de calcio
- 80- Dióxido (2-) de aluminio / Peróxido de aluminio

B- Formular:

- | | | |
|--------------------------------------|--|--|
| 1- Cu ₂ O | 21- HIO | 41- NaClO ₄ |
| 2- CuO | 22- KMnO ₄ | 42- FeSO ₄ |
| 3- Ag ₂ O | 23- H ₄ SiO ₄ | 43- Ni(NO ₂) ₂ |
| 4- Au ₂ O ₃ | 24- H ₃ PO ₄ | 44- Au(NO ₃) ₃ |
| 5- K ₂ O | 25- CuI | 45- (NH ₄) ₂ MnO ₄ |
| 6- SnO | 26- AuI ₃ | 46- CuMnO ₄ |
| 7- SnO ₂ | 27- AlN | 47- Ag ₂ Cr ₂ O ₇ |
| 8- PbO | 28- AgBr | 48- FeCrO ₄ |
| 9- SO ₃ | 29- FeF ₃ | 49- NH ₄ PO ₂ |
| 10- V ₂ O ₅ | 30- (NH ₄) ₂ Se | 50- Sn(ClO ₃) ₄ |
| 11- Br ₂ O ₃ | 31- CrI ₃ | 51- Pb(BrO) ₂ |
| 12- SnO ₂ | 32- LiF | 52- Pb(IO ₂) ₄ |
| 13- TiO | 33- BaCl ₂ | 53- NiSO ₄ |
| 14- Ce(O ₂) ₂ | 34- CuF ₂ | 54- Cu ₂ CO ₃ |
| 15- NiO | 35- BF ₃ | 55- Al ₂ (HPO ₄) ₃ |
| 16- MgO | 36- CdBr ₂ | 56- NiSO ₃ |
| 17- BaO ₂ | 37- Al ₂ Se ₃ | 57- Pb(HS) ₂ |
| 18- HIO ₄ | 38- Mg ₂ Si | 58- Sb(HTe) ₃ |
| 19- H ₂ MnO ₄ | 39- CCl ₄ | 59- Fe(H ₂ PO ₄) ₃ |
| 20- H ₂ CO ₃ | 40- AgNO ₂ | 60- Ca(HSO ₄) ₂ |

Actividad complementaria: los naipes iónicos

Objetivo

Aplicar el concepto de “relación de combinación” (electroneutralidad), construyendo fórmulas químicas y aprendiendo el uso de la nomenclatura moderna.

Usted ya conoce cómo se realiza la comunicación y el intercambio de información en química. Conoce los símbolos químicos, algunas fórmulas y ha estudiado algunas reglas de nomenclatura. Por lo tanto, se ha introducido en el universo del lenguaje de la química. Ahora sólo necesita ejercitación y qué mejor que hacerlo en forma divertida.

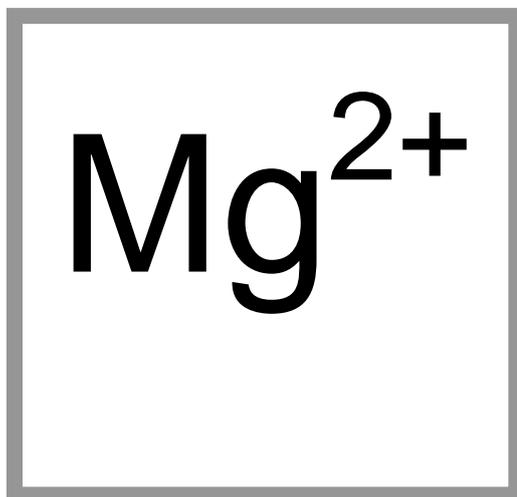
ESTO ES SÓLO UN JUEGO, por lo tanto, es posible que algunas combinaciones obtenidas no existan realmente. Esto significa que no han sido preparadas aún en el laboratorio o en la industria, y que no existen como tal en la naturaleza.

NOTA: Recuerde que el hecho de que usted las escriba no es suficiente para que esas fórmulas existan. Le sugerimos que ante cualquier duda consulte con el docente.

Necesitará una hoja auxiliar para desarrollar algunas fórmulas y conviene escribir las reglas del juego. Como ayuda le ofrecemos la tabla periódica donde aparecen como única información los números de oxidación de los elementos.

¡MUCHA SUERTE! ¡TENGA CUIDADO CON LOS TRAMPOSOS!

Materiales: Un mazo de 54 cartas realizadas en cartulina o cartón como las de la figura:



Para comenzar le sugerimos el siguiente conjunto, pero usted podrá realizarle las modificaciones que estime convenientes cuando comience a sentirlo aburrido.

4 de H⁺

2 de Na⁺

2 de K⁺

1 de Li⁺

1 de Ag⁺

1 de Au⁺

1 de Rb ⁺	2 de NH ₄ ⁺	1 de Be ²⁺
1 de Mg ²⁺	2 de Ca ²⁺	1 de Cu ²⁺
1 de Fe ²⁺	1 de Fe ³⁺	1 de Al ³⁺
1 de Cr ³⁺	4 de HO ⁻	1 de F ⁻
2 de Cl ⁻	1 de Br ⁻	1 de I ⁻
2 de H ⁻	1 de SiO ₃ ²⁻	1 de S ²⁻
1 de ClO ₃ ⁻	1 de ClO ⁻	1 de ClO ₄ ⁻
1 de NO ₂ ⁻	1 de NO ₃ ⁻	1 de SO ₃ ²⁻
1 de SO ₄ ²⁻	1 de CO ₃ ²⁻	4 de PO ₄ ³⁻
2 de P ₂ O ₇ ⁴⁻	2 de C ⁴⁻	2 de O ²⁻

Reglas del juego

Pueden participar 2, 3 o 4 personas. Es similar al juego de la “escoba de 15”.

Uno de los participantes reparte en forma alternada, tres cartas a cada jugador y coloca cuatro sobre la mesa. Por orden, cada jugador baja una carta y trata de formar con ella la fórmula de una sustancia química usando algunas cartas de la mesa y respetando el principio de electroneutralidad. A modo de ejemplo, un anión sulfato (VI) “reaccionará” con dos cationes sodio.

La condición necesaria para levantar el juego y sumar puntos, es saber nombrar el compuesto formado. Si el jugador que armó el juego no sabe nombrar el compuesto formado, cualquier jugador puede hacerlo en su lugar y sumar los puntos.

Las cartas se siguen repartiendo hasta que se acaban. Luego se suman los puntos totales obtenidos por cada jugador. Cada carta vale un punto y cada escoba, 2. Gana el participante que llega primero a 50 puntos (o a 100, según lo convenido previamente).

Una posible variante para este juego sería establecer la identidad de la función química, en lugar del nombre del compuesto. Por ejemplo: óxido, sal neutra, hidruro, carburo, etc.

¿Se le ocurren algunas otras modificaciones para este juego? Elabórelas y compártalas con sus compañeros y el docente.

NOTA: Recuerde que la química es también una disciplina divertida, en tanto y en cuanto los químicos se lo propongan.

Resumen de nomenclatura

A) Cationes

A.1) Cationes monoatómicos

Cationes metálicos y no metálicos

Si el catión presenta sólo un estado de oxidación:

Nomenclatura

catión [nombre del elemento]

Cuando el catión presenta más de un estado de oxidación:

Nomenclatura sistemática

[nombre del elemento] (estado de oxidación)

Nomenclatura tradicional

[raíz del nombre del elemento]oso

[raíz del nombre del elemento]ico

A.2) Cationes homopoliatómicos

Nomenclatura sistemática

prefijo [nombre del elemento] (carga neta)
--

A.3) Cationes heteropoliatómicos

Derivados de los compuestos con hidrógeno y elementos del grupo 15 y 16

Fórmula	Nombre Trivial
NH_4^+	amonio
H_3O^+	hidronio

B) Aniones**B.1) Aniones monoatómicos**

Nomenclatura

Elemento	Raíz	Raíz + sufijo	Representación simbólica
Hidrógeno	Hidr	Hidruro	H ⁻
Fluor	Fluor	Fluoruro	F ⁻
Cloro	Clor	Cloruro	Cl ⁻
Bromo	Brom	Bromuro	Br ⁻
Yodo	Iod	Ioduro	I ⁻
Oxígeno	Oxi	Óxido	O ²⁻
Azufre	Sulf	Sulfuro	S ²⁻
Selenio	Seleni	Seleniuro	Se ²⁻
Telurio	Teluri	Teluriuro	Te ²⁻
Nitrógeno	Nitr	Nitruro	N ³⁻
Fósforo	Fosf	Fosfuro	P ³⁻
Arsénico	Arseni	Arseniuro	As ³⁻
Antimonio	Antimoni	Antimoniuro	Sb ³⁻
Carbono	Carb	Carburo	C ⁴⁻
Silicio	Sil	Siluro	Si ⁴⁻

B.2) Aniones homopoliatómicos*Homopolianiones más comunes y su nomenclatura*

Fórmula	N. Sistemática	N. Tradicional
O ₂ ⁻	dióxido (1-)	superóxido
O ₂ ²⁻	dióxido (2-)	peróxido
S ₂ ²⁻	disulfuro (2-)	disulfuro
I ₃ ⁻	triioduro (1-)	triioduro

B.3) Aniones diatómicos de catión hidrógeno (H⁺)

Con los aniones monoatómicos del grupo 16 distintos de O²⁻

Nomenclatura sistemática

hidrógeno [nombre del anión monoatómico]

Nomenclatura tradicional

[nombre del anión monoatómico] ácido

Anión hidróxido. anión diatómico hidróxido HO⁻

B.4) Aniones heteropoliatómicos (CN⁻ y SCN⁻)

Fórmula	Nombre
CN ⁻	Cianuro
SCN ⁻	Sulfocianuro

B.5) Aniones poliatómicos del tipo AO_xⁿ⁻, Oxoaniones

Nomenclatura sistemática

prefijo[oxo][raíz del nombre del átomo central]ato (E.O.A.C.)

Nomenclatura tradicional

Cuando el átomo central presenta dos estados de oxidación:

[raíz del nombre del átomo central]ito

[raíz del nombre del átomo central]ato

Cuando el átomo central posee cuatro estados de oxidación:

hipo [raíz del nombre del átomo central]ito

[raíz del nombre del átomo central]ito

[raíz del nombre del átomo central]ato

per [raíz del nombre del átomo central]ato

B.6) Aniones poliatómicos del tipo H_yAO_xⁿ⁻, hidrógeno oxoaniones u oxoaniones ácido

Nomenclatura sistemática

anión prefijo[hidrógeno][nombre del oxoanión (sistemática)]

Nomenclatura tradicional (Semisistemática)

[nombre del oxoanión (tradicional)] prefijo[ácido]

C) Compuestos neutros

C.1) Sales neutras: Cation metálico + Anión monoatómico distinto de óxido (O^{2-}).

Nomenclatura sistemática

a) [nombre del anión monoatómico] de [nombre del catión (sistemático)]

b) prefijo[nombre del anión monoatómico] de prefijo[nombre del elemento del catión]

Nomenclatura tradicional

[nombre del anión monoatómico] de [nombre del catión]

[nombre del anión monoatómico] [nombre del catión tradicional(oso)]

[nombre del anión monoatómico] [nombre del catión tradicional(ico)]

C.2) Óxidos: Cation monoatómico distinto de hidrógeno + Anión óxido (O^{2-})

Nomenclatura sistemática

a) óxido de [nombre del catión(sistemática)]

b) prefijo óxido de prefijo [nombre del elemento del catión]

Nomenclatura tradicional

-Si el catión es metálico:

óxido de [nombre del elemento del catión]

óxido [nombre del catión tradicional (oso)]

óxido [nombre del catión tradicional (ico)]

-Si el catión es no metálico y presenta dos estados de oxidación:

anhídrido [nombre del catión tradicional(oso)]

anhídrido [nombre del catión tradicional(ico)]

-Si el catión es no metálico y posee cuatro estados de oxidación:

anhídrido hipo [raíz del nombre del átomo central] oso
 anhídrido [raíz del nombre del átomo central] oso
 anhídrido [raíz del nombre del átomo central] ico
 anhídrido per [raíz del nombre del átomo central] ico

C.3) Hidróxidos: Cation metálico o NH_4^+ + anión hidróxido

Nomenclatura sistemática

a) hidróxido de [nombre del catión] (estado de oxidación)
 b) prefijo hidróxido de [nombre del elemento del catión]

Nomenclatura tradicional

hidróxido de [nombre del elemento del catión]
 hidróxido [nombre del catión tradicional(oso)]
 hidróxido [nombre del catión tradicional(ico)]

C.4) Peróxidos, superóxidos, disulfuros y triyoduros: Cation metálico o de hidrógeno + homopolianión

Nomenclatura sistemática

[nombre del anión homopoliatómico(sistemático)] de [nombre del catión (sistemático)]

Nomenclatura tradicional

[nombre del anión homopoliatómico (tradicional)] de [nombre del catión (tradicional)]

C.5) Calcogenuros y haluros de hidrógeno - su disolución acuosa hidrácidos: Cation hidrógeno + Anión monoatómico del grupo 16 y 17 distinto de óxido (O^{2-}).

Nomenclatura sistemática

a) [nombre del anión monoatómico] de hidrógeno
 b) [nombre del anión monoatómico] de prefijo hidrógeno

Nomenclatura tradicional

[nombre del anión monoatómico] de hidrógeno

Nomenclatura de su disolución acuosa

ácido [raíz del nombre del elemento del anión monoatómico]hídrico

C.6) Hidruros no metálicos: aniones hidrógeno (H^-) con elementos de los grupos 13, 14 y 15

Nomenclatura

Representación simbólica	Nombre Trivial
BH_3	Borano
CH_4	Metano
SiH_4	Silano
NH_3	Amoníaco
PH_3	Fosfina
AsH_3	Arsina
SbH_3	Estibina

C.7) Oxoácidos: Cationes H^+ + oxoanión (AO_x^{n-})

Nomenclatura sistemática

[nombre del oxoanión(sistemático)] de prefijo[hidrógeno]

Nomenclatura tradicional (Semisistemática)

-Cuando el átomo central posee dos estados de oxidación:

[ácido] [raíz del nombre del átomo central]oso

[ácido] [raíz del nombre del átomo central]ico

-Cuando el átomo central posee cuatro estados de oxidación:

ácido hipo [raíz del nombre del átomo central]oso

ácido [raíz del nombre del átomo central]oso

ácido [raíz del nombre del átomo central]ico

ácido per [raíz del nombre del átomo central]ico

C.8) Oxosales: Cation metálico + Oxoanión (AO_x^{n-})

Nomenclatura sistemática

a) prefijo[nombre del oxoanión (sistemático)] de prefijo[nombre del elemento del catión]

Nomenclatura tradicional

[nombre del oxoanión(tradicional)] de [nombre del catión]

[nombre del oxoanión(tradicional)] [nombre del catión (tradicional)]

C.9) Sales ácidas: Cation metálico o poliatómico + hidrógeno oxoanión o hidrógeno anión monoatómico

Nomenclatura sistemática

prefijo[nombre del hidrógeno anión (sistemático)] de prefijo[nombre del elemento del catión]

Nomenclatura tradicional

[nombre del oxoanión(tradicional)] de [nombre del catión]

[nombre del oxoanión(tradicional)] [nombre del catión (tradicional)]

C.10) Sales básicas: Cation metálico o poliatómico + anión hidróxido + anión monoatómico u oxoanión

Nomenclatura sistemática

prefijo[nombre del anión(sistemática)] prefijo[hidróxido] de prefijo[nombre del elemento del catión]

Nomenclatura tradicional

prefijo[nombre del anión(tradicional)]prefijo[básico] de [nombre del catión(tradicional)]

Este texto está basado en las recomendaciones de la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (International Union of Pure and Applied Chemistry, IUPAC), específicamente en el "Libro rojo", Nomenclatura de Química Inorgánica de la Comisión de Nomenclatura de Química Inorgánica. Blackwell Scientific Publications, 1990.

Contenido

A) CATIONES	87
A.1) <i>Cationes monoatómicos</i>	87
Cationes Metálicos.....	87
Cationes No Metálicos.....	88
A.2) <i>Cationes Homopoliatómicos</i>	89
A.3) <i>Cationes heteropoliatómicos</i>	90
Derivados de los compuestos con hidrógeno y elementos del grupo 15 y 16	90
B) ANIONES	90
B.1) <i>Aniones monoatómicos</i>	90
B.2) <i>Aniones homopoliatómicos</i>	91
B.3) <i>Aniones diatómicos de catión hidrógeno (H⁺)</i>	92
Con los aniones monoatómicos del grupo 16 distintos de O	92
Anión Hidróxido.....	93
B.4) <i>Aniones heteropoliatómicos (CN⁻ y SCN⁻)</i>	93
B.5) <i>Aniones poliatómicos del tipo AO_xⁿ⁻, Oxoaniones</i>	94
B.6) <i>Aniones poliatómicos del tipo H_yAO_xⁿ⁻, hidrógeno oxoaniones u oxoaniones ácido</i>	99
C) COMPUESTOS NEUTROS	101
C.1) <i>Sales neutras: Cation metálico + Anión monoatómico distinto de óxido (O²⁻)</i>	101
C.2) <i>Óxidos: Cation monoatómico distinto de hidrógeno + anión óxido (O²⁻)</i>	103
C.3) <i>Hidróxidos: Cation metálico o NH₄⁺ + anión hidróxido (HO⁻)</i>	106
C.4) <i>Peróxidos, superóxidos, disulfuros y triyoduros: Cation metálico o de hidrógeno + homopolianión</i>	108
C.5) <i>Calcogenuros y haluros de hidrógeno - su disolución acuosa hidrácidos: Cation hidrógeno + anión monoatómico del grupo 16 y 17 distinto de óxido (O²⁻)</i>	110
C.6) <i>Hidruros no metálicos: Aniones hidrógeno (H⁻) + elementos de los grupos 13, 14 y 15</i>	112
C.7) <i>Oxoácidos: Cationes hidrógeno (H⁺) + oxoanión (AO_xⁿ⁻)</i>	112
C.8) <i>Oxosales: Cation metálico + oxoanión (AO_xⁿ⁻)</i>	117
C.9) <i>Sales ácidas: Cation metálico o poliatómico + hidrógeno oxoanión o hidrógeno anión monoatómico</i>	120
C.10) <i>Sales básicas: Cation metálico o poliatómico + anión hidróxido (HO⁻) + anión monoatómico u oxoan.</i>	121
ACTIVIDADES COMPLEMENTARIAS	124
AUTOEVALUACIÓN.....	126
ACTIVIDAD COMPLEMENTARIA: LOS NAIPES IÓNICOS.....	131
RESUMEN DE NOMENCLATURA.....	133

Unidad 10 - Unidades de medición del universo químico

Contenidos: Escalas masas atómicas. Evolución de los sistemas de referencia. Unidad masa atómica: u.m.a. Masa atómica elemental. La masa atómica versus el peso atómico. La masa molecular. La unidad de medición en química: el mol. Expresión de la cantidad de materia en términos de: mol de átomo, de moléculas, de electrones, de protones, neutrones, etc. Fórmula mínima. Fórmula molecular. Problemas de aplicación.

Objetivo: El objetivo de esta unidad es que usted comprenda las diferentes formas de cuantificar las masas y cantidades de sustancia presentes en una muestra, expresándolo en unidades tales como mol, uma, etc.

Consideraciones preliminares

En Química nunca estaremos interesados en el PESO (sensación de fuerza), SIEMPRE nos interesará la MASA (cantidad de materia).

Por lo tanto, cuando hablamos de Masa Molecular y Masa Atómica, nos referimos a la MASA MOLECULAR (cantidad de materia de la molécula) y MASA ATÓMICA (cantidad de materia de un átomo).

Es decir, en química, (y en particular en esta guía) ya sea que se diga MASA (que es lo correcto), ya sea que se diga PESO (que es incorrecto, pero será ADMITIDO), lo que se quiere decir es:

MASA

Masa relativa

► Actividad 1

La familia Salin está compuesta por Pedro Salin, María de Salin, y sus hijos Juan, Teresa, José y el más pequeño Matías. Un día compran una balanza familiar, pero al querer pesarse, observaron que la escala de la balanza tenía borrados los números, pero no las divisiones de la escala. No obstante, Pedro Salin decidió que su familia se pesara y los resultados obtenidos se expresaron como el número de divisiones observado en la escala de la balanza. Los valores obtenidos para cada uno de los miembros de la familia, se presentan en la siguiente tabla:

Persona	Nº de div.	Nº de div./ Nº de div.(Matías)	Masa/Masa (Matías)	Masa (kg)
Pedro	40			
María	30			
Juan	25			
Teresa	20			
José	10			
Matías	5			

- Complete la tabla indicando cuántas veces más pesados son los miembros de la familia con respecto a Matías.
- Un día papá Pedro luego de buscar a Matías a la salida del colegio decide llevarlo y pesarlo en la balanza de una farmacia, encontrando que el pequeño Matías pesaba 10 kg. Con esta información, ¿es posible determinar la masa de todos los integrantes de la familia? Si lo es, complete la columna correspondiente.
- Hubiera sido igualmente útil para determinar los pesos que, en lugar de Matías, se hubiera pesado el señor Pedro. ¿Por qué?
- ¿Tiene algún significado indicar que la masa de Pedro es tantas veces mayor al de Matías? ¿Considera que es poca o mucha información?

Tal vez usted considere que la actividad que acaba de realizar posee poco sentido, sin embargo, la determinación de masas de compuestos y elementos químicos guardan una gran similitud con el problema antes planteado. Gran número de químicos en el pasado se enfrentaron con el problema de determinar cuánto pesa un átomo de un determinado elemento, cuántas veces más pesados es un átomo de un elemento con respecto a otro, cuántos átomos de un elemento están presentes en una determinada masa del elemento y como estas preguntas muchas más. En esta guía Ud. encontrará las respuestas a muchos de estos interrogantes.

A comienzos del siglo XIX un gran número de químicos trabajaban en sus laboratorios con el propósito de encontrar las respuestas a preguntas similares a las que se formularon en el anterior párrafo. Ud. recordará, como ha visto en temas anteriores, que por esa época se habían establecido las llamadas leyes ponderales:

Ley de las proporciones definidas.

Ley de las proporciones múltiples.

Ley de las proporciones equivalentes.

Y Dalton había difundido sus postulados que serían las bases de la actual teoría atómica, y también por aquella época Avogadro había sugerido que los elementos gaseosos podían consistir en moléculas poliatómicas en base a medidas volumétricas. Como Ud. observará, era una época

de mucho trabajo experimental, que producía nuevas hipótesis que debían corroborarse, como así también se establecieron varias leyes que aún rigen en nuestros días. Si bien conocían que los elementos reaccionan para formar compuestos combinándose en razón de números enteros y pequeños, el problema era determinar las fórmulas moleculares y el peso de los átomos de los elementos que daban origen a los compuestos. Ellos tenían conciencia que, si una de estas incógnitas era conocida, la otra podía ser determinada. No disponían de métodos analíticos que les ofreciera esa información, por lo tanto, tuvieron que “idear”, con los medios disponibles, como resolver la siguiente ecuación para la masa de un compuesto formado por átomos de A y B:

$$\text{masa del compuesto} = \text{masa de todos los átomos de A} + \text{masa de todos los átomos de B}$$

$$\text{masa del compuesto} = \text{número de átomos de A} \times \text{masa real de un átomo de A} + \text{número de átomos de B} \times \text{masa real de un átomo de B}$$

Los químicos desconocían el número total de átomos de A y B, así como el valor de la masa real de cada uno de los átomos.

Lea con atención el siguiente texto donde Amadeo Avogadro explica las ideas que existían por aquella época tal como las detalló en su "Ensayo de una manera de determinar las masas relativas de las moléculas elementales de los cuerpos y las proporciones según las cuales ellas entran en estas combinaciones" (Memoria publicada en *Journal de Physique, de Chimie, d'Historie Naturelle et des Arts LXXIII, 1811*)

“Gay Lussac (1) señaló en una memoria interesante que las combinaciones de los gases entre ellos se efectúan siempre según las relaciones de volúmenes muy simples, y que cuando el resultado de la combinación es un gas, su volumen también está en relación simple con el de sus componentes; pero las relaciones de las cantidades de sustancias en los compuestos parecen depender necesariamente sólo del número relativo de las moléculas que se combinan y del de las moléculas compuestas resultantes. Por lo tanto, es necesario admitir que existen también relaciones muy simples entre los volúmenes de las sustancias gaseosas y el número de moléculas simples o compuestas que las constituyen. La primera hipótesis que se presenta a este respecto y que incluso parece la única admisible consiste en suponer que el número de moléculas integrantes (2) de un gas cualquiera es siempre el mismo a igual volumen, o es siempre proporcional a su volumen...

Se ve que partiendo de esta hipótesis se tiene el medio de determinar muy cómodamente las masas relativas de las moléculas de los cuerpos que se pueden obtener en estado gaseoso y el número relativo de estas moléculas en los compuestos, pues las relaciones de las masas de las moléculas son entonces las mismas que las de las densidades de los diferentes gases a igual presión y temperatura, y el número relativo de las moléculas en un compuesto es dado inmediatamente por la relación de los volúmenes de los gases que los forman. Por ejemplo, dado que los números 1,10359 y 0,07321 expresan las densidades de los gases Oxígeno e Hidrógeno, cuando se toma como unidad a la del aire atmosférico, y la relación entre los dos números

representa la que tiene lugar entre las masas de dos volúmenes iguales de esos dos gases, esta relación en la hipótesis propuesta expresará la relación de las masas de sus volúmenes. Así, la masa de la molécula de Oxígeno será alrededor de quince veces mayor que la de la molécula de Hidrógeno o, más exactamente será a ésta como 15,074 a 1. De la misma manera la masa de la molécula de azoe será a la de Hidrógeno como 0,96913 a 0,07321; es decir, como 13 o, más exactamente 13,238 a 1. Por otra parte, como se sabe que la relación de los volúmenes del Hidrógeno al Oxígeno en la formación de agua resulta de la unión de cada moléculas de Oxígeno con dos moléculas de Hidrógeno (3), se deduce que el agua resulta de la unión de cada molécula de Oxígeno con dos moléculas de Hidrógeno...”

(1) Joseph Louis Gay Lussac (1778-1850) químico y físico francés. Sus primeros trabajos estuvieron dedicados al estudio de los gases. En 1802 publicó un artículo sobre la dilatación uniforme de los gases, el mismo año que Dalton publicaba resultados análogos a los que había llegado en forma independiente. Además, realizó numerosos estudios en otros campos de la química.

(2) Avogadro llama molécula integrante a lo que hoy llamamos simplemente molécula, pero usualmente aplica esta denominación sólo a las sustancias compuestas.

(3) Gay Lussac y A. von Humboldt determinaron con precisión esta relación en 1804, la que había sido previamente por Cavendish y ya señalada con anterioridad por A. Volta.

► Actividad 2

a) ¿Es posible escribir la siguiente expresión a partir del párrafo escrito por Avogadro?

$$\frac{(masa / volumen)_{Oxígeno}}{(masa / volumen)_{Hidrógeno}} = \frac{\text{número total de moléculas de Oxígeno} \times \text{Masa atómica del Oxígeno}}{\text{número total de moléculas de Hidrógeno} \times \text{Masa atómica del Hidrógeno}}$$

b) De acuerdo a lo enunciado por Avogadro, indique si es posible reducir la expresión anterior a la siguiente. Si lo es, en qué condiciones:

$$\frac{(masa)_{Oxígeno}}{(masa)_{Hidrógeno}} = \frac{\text{masa atómica del Oxígeno}}{\text{masa atómica del Hidrógeno}}$$

c) ¿Qué masa atómica relativa al Hidrógeno estableció Avogadro para el Oxígeno y para el Nitrógeno (azoe)?

Es decir, las masas atómicas relativas fueron determinadas por primera vez, comparando la masa del elemento en cuestión (A) con la masa del elemento de referencia (B), cuando éstos forman compuestos binarios AB. Por ejemplo:

Relación de masa en la que se combinan A y B:

$$\text{Peso atómico relativo} = \frac{\text{masa de A}}{\text{masa de B}} = \frac{50 \text{ g}}{10 \text{ g}} = 5$$

Masa de A = 50g

Masa de la referencia B = 10g

Entonces, el elemento A es 5 veces más pesado que la referencia.

Así fue como se trató de establecer una escala de masas atómicas relativas, para lo cual fue necesario elegir un elemento como referencia, asignarle una masa atómica y expresar el peso de los otros elementos con relación a la referencia.

Aproximadamente en 1807, **Jöns Jakob Berzelius** (químico sueco) realizó determinaciones de masas atómicas con mayor sofisticación que Dalton. Berzelius empleó los resultados de Dulong y Petit, que habían determinado que las capacidades caloríficas de los elementos metálicos eran proporcionales a sus masas atómicas, como así también la ley de combinación de volúmenes de Gay Lussac. La primera tabla de masas atómicas elaborada por Berzelius en 1828 se compara favorablemente con los valores aceptados actualmente.

El hecho de que las masas atómicas de diferentes elementos no se relacionaran simplemente, es decir que no se relacionan por números exactamente enteros, llevó a elegir un patrón o estándar adecuado para medir las masas atómicas en comparación con éste. En un principio se tomó como referencia el valor de la masa atómica del Hidrógeno igual a 1. Esta elección significó que el Oxígeno poseía entonces una masa atómica no entera e inconveniente de 15,9. Es el oxígeno, después de todo, el elemento que fue usualmente empleado en determinar las proporciones en las que los elementos se combinan, debido a que el Oxígeno se combina fácilmente con varios elementos diferentes y forma compuestos en general estables (óxidos).

Para darle al Oxígeno una masa atómica entera y por ende más conveniente, su peso fue corrido de 15,9 a 16,0000. En esta escala Oxígeno = 16,0000, la masa atómica del Hidrógeno es igual, aproximadamente, a 1,008. Esta escala ha sido empleada desde entonces (1830) y hasta mediados del siglo XX.

En la siguiente tabla se presentan algunos de los cincuenta y cuatro elementos conocidos en la época de Berzelius y sus correspondientes masas atómicas, por supuesto determinadas en aquella época (~1830).

Algunas de las masas atómicas determinadas en la época de Berzelius (1828)

Elemento	P. atómico	Elemento	P. atómico	Elemento	P. atómico
Aluminio	26,98	Fósforo	30,975	Plomo	207,21
Azufre	32,066	Hidrógeno	1,0080	Potasio	39,100
Bromo	79,916	Hierro	55,85	Sodio	22,991
Carbono	12,011	Nitrógeno	14,008	Titanio	47,90
Cloro	35,457	Oxígeno	16,0000	Uranio	238,07

► Actividad 3

- De acuerdo a los valores de la tabla anterior, ¿cuál es el elemento adoptado como patrón de referencia y cuál es su masa atómica?
- ¿Cuáles fueron los motivos por los cuales se lo eligió?
- Consultando una Tabla Periódica actual compare los valores determinados en aquella época con los actuales. ¿Ud. Considera que estos valores difieren poco o mucho con los actuales?

El Oxígeno forma compuestos estables con mayor número de elementos que el Hidrógeno. Quizás ésta haya sido una causa válida para redefinir la unidad de medida. Así fue como se definió a la nueva unidad, la unidad de masa atómica, como la dieciseisava parte de la masa del Oxígeno.

Entonces la masa atómica de un elemento X (PA_X) fue definida como:

$$PA_X = \frac{Masa_x}{(Masa_o / 16)}$$

Con el tiempo se mejoró la calidad de las mediciones, especialmente con el empleo de la espectrografía de masa o la técnica que aún se emplea en nuestros días, derivada de aquella que es la espectrometría de masas. No obstante, ocurriría otro hallazgo en el siglo XX, que nuevamente introduciría polémica en la determinación de un patrón de referencia adecuado.

A esta altura del desarrollo es posible que usted se pregunte por qué, siendo tan pequeña la diferencia de acuerdo al patrón elegido, existía tanta preocupación por definir la calidad de la unidad de masas atómicas. Las masas atómicas son los primeros datos con que el químico cuenta para dimensionar sus experiencias, por lo tanto es importante (usted lo vio en la guía de mediciones), que la unidad de medición tenga el mínimo error posible.

El siguiente párrafo fue extraído de una publicación del año 1961 redactado por E. A. Guggenheim (*J. Chem. Educ.* 38, 1961), y explica un poco de la historia de la determinación del patrón de referencia en nuestro siglo.

“La escala de "masas atómicas" basada en $O = 16$ fue introducida bajo la influencia de Berzelius en los comienzos del siglo diecinueve y ha sido usada desde entonces por los químicos. En 1929 Giaque y Johnston (1), descubrieron los isótopos ^{18}O y ^{17}O además del sólo hasta entonces conocido núclido de Oxígeno ^{16}O . Desde ese tiempo los físicos han usado por obvias razones la escala $^{16}O = 16$. La escala química (2) y la escala física difieren por un factor de 1,000275. La diferencia entre ambas escalas ha sido fuente de una inconveniencia en aumento y verdaderamente de irritación para ambos, físicos y químicos. Desde aproximadamente cuatro años ha habido discusiones sobre la posibilidad de encontrar una escala aceptable para ambos,

estas discusiones últimamente han resultado satisfactorias. Los físicos, por razones técnicas que no necesitan ser detalladas aquí, necesitan una escala basada en un núclido puro con número másico múltiplo de cuatro. Los químicos por otro lado, para no tener que desechar las extensas tablas de cantidades molares, se prepararon para aceptar un cambio solamente si es de 1 parte en 10^4 . Estas condiciones descartan ambas escalas existentes. En 1957 Olander y Nier independientemente propusieron la escala $^{12}\text{C} = 12$ y esto ha sido aceptado ahora por ambos, químicos y físicos.”

(1) Giauque, W. F. y Johnston, H. L.; Nature, 123, 318, 831 (1929)

(2) Los químicos, ignorando la presencia de isótopos en la composición del Oxígeno ($^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$, $^{18}_8\text{O}$), definieron como unidad a $1/16$ de la masa de la mezcla natural de los tres. Mientras que los físicos fueron más específicos y definieron a la unidad como $1/16$ de la masa del isótopo de oxígeno 16 ($^{16}_8\text{O}$) Estas dos definiciones llevaron a dos escalas diferentes de masas atómicas. De acuerdo con la escala de los físicos, la masa atómica de la mezcla de los isótopos del Oxígeno no era 16 sino 16,0044, la escala química definía la unidad en base a la mezcla isotópica de Oxígeno.

► Actividad 4

De acuerdo a la lectura del párrafo anterior, indique cuál fue el hallazgo que produjo la división entre físicos y químicos por la unidad de referencia.

Isótopo, Número Atómico (Z), Número de Masa (A)

Como Usted sabe, el átomo está constituido por protones, neutrones y electrones. El número de protones es característico de un dado elemento, se lo conoce como **número atómico** y se lo simboliza con la letra **Z**. El **número de masa** es igual a la suma de protones más neutrones que tiene el átomo, se lo simboliza con la letra **A**. Por lo tanto, la diferencia

(A-Z), indica el número de neutrones que tiene el átomo.

Experimentalmente se ha podido comprobar que átomos de un mismo elemento poseen distinta masa. Como las características químicas de un elemento están dadas por su número de electrones (igual al número de protones) la diferencia de masa se debería al número de neutrones.

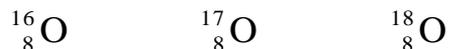
A estos átomos que difieren en el número de neutrones y poseen igual número de protones se los denomina **ISÓTOPOS**.

Para la identificación del isótopo correspondiente, se utiliza la siguiente convención:

A la izquierda del símbolo químico, hacia arriba se coloca el número másico A y hacia abajo se coloca el número atómico Z.



Por ejemplo, el elemento Oxígeno está compuesto por los siguientes isótopos:



El químico ruso Dimitri Mendeleiev, construyó la Tabla Periódica de los elementos ordenándolos según el orden creciente de sus masas atómicas. La Tabla Periódica moderna es obtenida cuando se ordenan los elementos según el orden creciente de sus números atómicos, por lo cual los Isótopos no tienen ubicación en la Tabla Periódica de elementos.

► Actividad 5

- 1) Revea el concepto de número atómico y número másico de la guía “Naturaleza eléctrica de la materia”. Busque una Tabla Periódica, obsérvela.
- 2) Complete las características que poseen los isótopos del elemento Oxígeno en la siguiente tabla, indicando: Número de protones, neutrones y electrones.

Número atómico (Z)	Número de Masa (A)	Número de electrones	Número de protones	Número de neutrones	Simbolismo
					${}^{16}_8\text{O}$
					${}^{17}_8\text{O}$
					${}^{18}_8\text{O}$

Existen isótopos radiactivos inestables que son utilizados con fines médicos, por ejemplo, el ${}^{131}\text{I}$ (llamado I-131), que se utiliza en el diagnóstico y tratamiento de enfermedades. Por otro lado, el isótopo de yodo estable es I-127. Determine el número de protones y de neutrones en ambos.

► Actividad 6

- 1) Relea el párrafo escrito por Guggenheim
- 2) Indique bajo qué condiciones los químicos y los físicos estaban dispuestos a reunificar la escala de masas atómicas.
- 3) ¿Sobre qué elemento, o mejor dicho sobre cuál núclido, recayó la elección?

En 1961 la IUPAC redefinió la unidad como la doceava parte de la masa del isótopo de Carbono 12 y la denominó unidad de masa atómica (u.m.a.)

► Actividad 7

Analice por qué se eligió antiguamente como referencia para la escala de masas atómicas la dieciseisava parte de la masa de Oxígeno y actualmente la doceava parte de la masa de Carbono y no la masa entera.

Masa (Peso) atómica

Es importante aclarar que **las masas atómicas** dadas en tablas y usadas para la mayoría de los cálculos, **son promedios que reflejan la composición natural de la mezcla de isótopos de un dado elemento**. Por lo tanto, la...

Masa Atómica de un elemento se define como la masa promedio de forma ponderada de la mezcla natural de isótopos del elemento relativo a 1/12 del peso de un átomo de Carbono 12.

Esto significa que si la masa atómica del Cloro es 35,4527 u.m.a., la masa promedio de la mezcla de isótopos del Cloro es 35,4527 veces más pesada que la doceava parte del peso del átomo de Carbono 12.

► Actividad 8

En la siguiente tabla Ud. encontrará la abundancia natural relativa de los isótopos del Bromo, y la masa atómica relativa de sus isótopos.

Isótopo	Abundancia isotópica (%)	Masa atómica (u.m.a)
$^{79}_{35}\text{Br}$	50,69	78,91835
$^{81}_{35}\text{Br}$	49,31	80,91629

- ¿Qué entiende por abundancia isotópica? ¿Cuántos átomos de $^{79}_{35}\text{Br}$ y cuántos de $^{81}_{35}\text{Br}$ hay en 1×10^6 átomos del elemento Bromo?
- ¿Cuál es la masa atómica del elemento Bromo?
- ¿Cuál es la masa que figura en la Tabla Periódica, el de sus isótopos o el de la mezcla natural de los isótopos?
- Analice la causa por la cual los diferentes isótopos de un mismo elemento, en el caso de que los tenga, no ocupan diferentes ubicaciones en la Tabla Periódica de elementos.

► **Actividad 9**

En la siguiente tabla Ud. encontrará la abundancia natural y la masa atómica relativa del isótopo del sodio.

Isótopo	Abundancia isotópica(%)	Masa atómica (u.m.a)
$^{23}_{11}\text{Na}$	100	22,9898

- a) ¿Cuál es la masa atómica del elemento sodio?
 b) ¿Cuál es la masa que figura en la Tabla Periódica?

Como Ud. podrá observar en los ejemplos anteriores la masa atómica de los isótopos es casi igual al número másico del isótopo correspondiente, pero no exactamente el mismo. Por ejemplo en el caso del Sodio, el isótopo $^{23}_{11}\text{Na}$ pesa 22,9898 u.m.a. pero no 23,0000 u.m.a. Esta pequeña diferencia tiene sus orígenes en cómo está constituido el núcleo y su justificación esta más allá del objetivo de este curso. Como conclusión podemos decir que, el hecho de que las masas atómicas de los elementos sea un número no entero puede deberse no sólo a la existencia natural de diferentes isótopos de un mismo elemento, sino también a que la masa atómica de los isótopos no es un entero cuando se lo expresa en u.m.a. es decir, referido al peso de la doceava parte de la masa de un átomo de $^{12}_6\text{C}$.

Seguro que Usted se habrá preguntado: ¿cuál es el significado físico de la unidad de la masa atómica (u.m.a.)? La respuesta es bastante simple si se tiene en cuenta que el núcleo del isótopo ^{12}C está formado por 6 protones y 6 neutrones, es decir 12 partículas nucleares. Si tenemos en cuenta la definición de la u.m.a., el dividir por doce **la masa de un átomo de $^{12}_6\text{C}$, es aproximadamente equivalente a decir que la u.m.a. refleja la masa de un protón o de un neutrón.**

► **Actividad 10**

De acuerdo a los siguientes valores de masa expresado en kg y a lo que Ud. ha aprendido hasta ahora:

masa del protón	$1,6726 \times 10^{-27} \text{ kg}$
masa del neutrón	$1,6749 \times 10^{-27} \text{ kg}$
u.m.a.	$1,6605 \times 10^{-27} \text{ kg}$

Indique cuáles de las siguientes afirmaciones son verdaderas, justificando su respuesta.

La u.m.a. es:

- 1) exactamente igual a la masa del protón.

- | | |
|--------------------|--|
| 2) exactamente | igual a la masa del neutrón. |
| 3) exactamente | igual a la doceava parte de la masa del isótopo de Carbono 12. |
| 4) exactamente | igual a la masa del isótopo de Carbono 12. |
| 5) aproximadamente | igual a la masa del protón. |
| 6) aproximadamente | igual a la masa del neutrón. |
| 7) aproximadamente | igual a la doceava parte de la masa del isótopo de Carbono 12. |
| 8) aproximadamente | igual a la masa del isótopo de Carbono 12. |

En conclusión, podemos decir que la masa de un átomo puede estar expresada en u.m.a como por ejemplo:

Isótopo	Masa atómica (u.m.a.)
${}_{26}^{56}\text{Fe}$	55,845

Esto significa que la masa de un átomo de hierro contiene 55,845 veces la u.m.a. Teniendo en cuenta que el valor de la u.m.a. es $1,6605 \times 10^{-24}$ g, podríamos expresar la masa atómica de un átomo de hierro en gramos y su valor sería $9,2731 \times 10^{-23}$ g.

Masa (Peso) molecular

En guías anteriores Ud. aprendió a escribir fórmulas químicas, ya sea a partir de los átomos, moléculas o iones que le dieron origen. También ha estudiado que las unidades de referencia para establecer un sistema de medición de masas atómicas fueron cambiando en función de la exactitud y precisión de las mediciones alcanzadas desde la investigación química y fundamentalmente desde la física.

Es posible que en la escuela secundaria Ud. haya aprendido a calcular masas moleculares a partir de la suma de las masas atómicas, acorde con la fórmula química del compuesto en cuestión. Este procedimiento era conceptualmente válido antes de que se estableciera el valor de la unidad de masa atómica. En la actualidad es aceptado por la comunidad científica que, despreciando los efectos relativistas, la unidad de masa atómica (u.m.a.) tiene una masa aproximadamente igual a la masa del protón o del neutrón. La comunidad científica reconoce como valor aceptado para la u.m.a. $1,6605 \times 10^{-24}$ g.

Para calcular la masa molecular debemos conocer la fórmula correcta del compuesto y la masa atómica de cada uno de los elementos que lo componen.

Ejemplo: Calcular la masa molecular del pentacloruro de fósforo, PCl_5

$$\text{P.A. } \underline{\text{P}} = 30,97 \text{ u.m.a.} \quad \text{P.A. } \underline{\text{Cl}} = 35,45 \text{ u.m.a.}$$

Para PCl_5

$$P \quad 1 \text{ átomo} \times 30,97 \frac{\text{u.m.a.}}{\text{átomo}} = 30,97 \text{ u.m.a.}$$

$$Cl \quad 5 \text{ átomos} \times 35,45 \frac{\text{u.m.a.}}{\text{átomo}} = 177,25 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{Masa Molecular } PCl_5 \quad 208,22 \text{ u.m.a.}$$

De la misma manera que la masa de un átomo se puede expresar en u.m.a. o en gramos, sucede lo mismo con la masa de una molécula. Retomando el ejemplo anterior:

Masa Molecular del PCl_5 : 208,22 u.m.a.

Teniendo en cuenta que la u.m.a. es igual a $1,6605 \times 10^{-24}$ g podemos calcular la masa molecular del PCl_5 en gramos y su valor es $3,4575 \times 10^{-22}$ g.

► Actividad 11

Calcule la masa, expresada en u.m.a., de las siguientes especies:

- | | | | |
|-------------------|----------------|--------------|---------------|
| a) H_2SO_4 | b) $Ca(OH)_2$ | c) Cl_2 | d) Al_2O_3 |
| e) $Ca_3(PO_4)_2$ | f) SO_4^{2-} | g) Ca^{2+} | h) $NH_4(OH)$ |

El Mol: unidad química específica – Número de Avogadro

Hasta ahora Ud. ha encontrado respuesta a una de los principales interrogantes que se habían planteado desde los comienzos de la química, es decir, Ud. ahora conoce una respuesta a la pregunta, ¿cuántas veces más pesado es un átomo de un elemento con respecto a otro?

No obstante, otro interrogante planteado desde los comienzos de la química es el que ahora trataremos de responder. El interrogante en cuestión es:

¿cuántos átomos de un elemento hay en una determinada masa del mismo?

► Actividad 12

Ud. decide comprar en un negocio mayorista una gran cantidad de bolitas pequeñas y grandes de telgopor, de hecho, Ud. compra 10 kg de bolitas pequeñas y 10 kg de bolitas grandes. Ud. dispone como dato aportado por el comerciante que las bolitas grandes son 5 veces más pesadas que las bolitas pequeñas. Ya en su casa Ud. decide responder a las siguientes preguntas:

- ¿Cuántas bolitas pequeñas tengo en los 10 kg que compré?
- ¿Cuántas bolitas grandes tengo en los 10 kg que compré?
- ¿Cuántas veces mayor es la cantidad de bolitas pequeñas con respecto a la cantidad de bolitas grandes que compré?

¿A cuáles de los interrogantes anteriores Ud. puede darle una respuesta numérica? Piénselo. Haga cuentas. Discuta con sus compañeros.

Si Ud. considera que la información otorgada por el comerciante es escasa, ¿qué otra información le pediría?

Si Ud. dispusiera como dato aportado por el comerciante que las bolitas grandes son 5 veces más pesadas que las bolitas pequeñas y que 2000 bolitas pequeñas pesan 100g. Con esta información: ¿a cuáles de los interrogantes anteriores Ud. puede darle una respuesta numérica? Piénselo. Haga cuentas. Discuta con sus compañeros.

¿Ud. considera más práctico solicitarle una buena información al comerciante o contar las bolitas contenidas en 10 kg de las mismas?

En el caso de nuestro universo microscópico, de los átomos y moléculas, sucede aproximadamente lo mismo. Átomos de elementos diferentes tienen diferentes masas y tamaños; pero la diferencia está en que los átomos son tan pequeños que es imposible contarlos. Entonces, no nos queda otra opción que utilizar la balanza, pero existe una pequeña pregunta: ¿Qué relación de masas debemos mantener entre dos elementos, de manera de tener igual cantidad de átomos?

► Actividad 13

Ud. dispone en el laboratorio de 48 g de Titanio (Ti) y de 48 g de Carbono (C) y decide responder a las siguientes preguntas:

- ¿Cuántos átomos de Titanio tengo en los 48 g?
- ¿Cuántos átomos de Carbono tengo en los 48 g?
- ¿Cuántas veces menor es la cantidad de átomos de Titanio con respecto a la cantidad de átomos de Carbono?

Ud. dispone como dato a partir de la Tabla Periódica que la masa atómica del Ti es aproximadamente 4 veces mayor que la masa atómica del Carbono (47,90/12,01).

Con esta información: ¿a cuáles de los interrogantes anteriores Ud. puede darle una respuesta numérica? Piénselo. Haga cuentas. Discuta con sus compañeros.

A partir de los conceptos anteriores se puede deducir que las masas en gramos de dos elementos tomados en la proporción de sus masas atómicas relativas tendrán el mismo número de átomos.

Por ejemplo, si consideramos el átomo de Calcio con Masa Atómica 40,080 u.m.a. y el átomo de Bario con 137,3 u.m.a., en una relación de masa en gramos:

$$\frac{m_{\text{Ba}}}{m_{\text{Ca}}} = \frac{137,30}{40,08}$$

existiría el mismo número de átomos de Bario que de Calcio. Ahora Ud. está en condiciones de resolver el siguiente problema:

► Actividad 14

a) ¿Cómo podría determinar qué masa de Bario contiene exactamente el mismo número de átomos que 10,00 g de Calcio? Utilice las masas atómicas mencionadas para Ba y Ca

b) De acuerdo a lo visto hasta el momento podemos decir que, si las masas atómicas de $^{12}_6\text{C}$, Ca, Ba, H, O son 12 u.m.a.; 40,08 u.m.a.; 137,3 u.m.a.; 1,008 u.m.a. y 16,00 u.m.a. respectivamente, entonces en 12 g de ^{12}C ; 40,08 g de Ca; 137,3 g de Ba; 1,008 g de H; y 16,00 de O, deben existir el mismo número de partículas, pero ¿CUÁNTAS?

Dicho número fue determinado experimentalmente por diversas técnicas y es conocido como el Número de Avogadro.

El número de Avogadro (N_{AV}) es definido como igual a $6,02214076 \times 10^{23}$

Para la mayoría de los cálculos, se considerará $6,022 \times 10^{23}$ como una muy buena aproximación. Un número de ese tamaño va más allá de nuestra comprensión. Podría ser de mucha ayuda si decimos que $6,022 \times 10^{23}$ pelotas de tenis cubrirían toda la superficie de la tierra con un espesor de 90 kilómetros, o que $6,022 \times 10^{23}$ gramos de arroz cabrían en un cubo de 220 kilómetros de lado.

► Actividad 15

Considere el mismo planteo de la Actividad 13, sólo que ahora usted dispone como datos que la masa atómica del Ti es aproximadamente 4 veces mayor que la masa atómica del Carbono y $6,022 \times 10^{23}$ átomos de Carbono pesan 12 g. Con esta información: ¿a cuáles de los interrogantes de la actividad 13 Ud. puede darle una respuesta numérica?

Piénselo. Haga cuentas. Discuta con sus compañeros.

El concepto de Mol

Un mol es una cantidad de materia que contiene al número de Avogadro de partículas.

Se puede hablar de un mol de iones, un mol de átomos, un mol de moléculas, un mol de electrones y aún de un mol de mariposas, sillas, naranjas, etc.

Un mol se define como la cantidad de sustancia que contiene exactamente $6,02214076 \times 10^{23}$ unidades elementales.

El mol es la unidad de medida más significativa para expresar cantidades de sustancias representadas por fórmulas químicas. El símbolo **SI** de mol es mol. Revise la definición desarrollada en la Unidad Temática de medición.

Un mol de hidrógeno molecular:	$n_{\text{H}_2} = 1 \text{ mol}$
Un mol y medio de átomos de calcio:	$n_{\text{Ca}} = 1,5 \text{ mol}$
Dos moles de pentacloruro de fósforo:	$n_{\text{PCl}_5} = 2 \text{ mol}$

Cuando se utiliza el término mol es necesario especificar si se trata de átomos, iones, electrones u otras partículas.

En general, cuando no se especifica se considera que es “mol de moléculas”.

► Actividad 16

Indique cuáles de las siguientes afirmaciones son verdaderas, justificando su respuesta.

- La masa de un átomo de Carbono 12 es definida exactamente como 12 u.m.a.
- La masa de un átomo de Carbono “promedio” (que tiene en cuenta las abundancias naturales relativas de los distintos isótopos) es 12,011 u.m.a.

- La masa de un átomo de Oxígeno “promedio” es $2 \times 15,9994$ u.m.a. = 31,9988 u.m.a.
- La masa de un número de Avogadro (N_A) de átomos de ^{12}C es exactamente 12 g; la masa de N_A de átomos de Carbono “promedio” es 12,011g; y la masa de N_A de moléculas de Oxígeno “promedio” es 31,9988 g.
- La masa de un número de Avogadro (N_A) de átomos de ^{12}C es exactamente 12 u.m.a.; la masa de N_A de átomos de Carbono “promedio” es 12,011 u.m.a.; y la masa de N_A de moléculas de Oxígeno “promedio” es 31,9988 u.m.a..

Masa (Peso) molar

Se denomina masa molar de una sustancia a la masa en gramos de un mol de dicha sustancia.

Ejemplo:

1 mol de H_2O	contiene	$6,022 \times 10^{23}$	moléculas de H_2O y pesa 18g.
1 mol de O_2	contiene	$6,022 \times 10^{23}$	moléculas de O_2 y pesa 32 g.
1 mol de C	contiene	$6,022 \times 10^{23}$	átomos de C y pesa 12 g.
1 mol de X	contiene	$6,022 \times 10^{23}$	moléculas de X y pesa PA_x g.

Entonces, la masa molar del H_2O es 18 g, la del O_2 es de 32 g la del C es 12 g, etc. En textos antiguos, en lugar de masa molar se utilizaron dos términos: el “átomo gramo” y la “molécula gramo”¹.

Podemos decir que la masa de un mol de materia es siempre igual a su masa atómica o molecular en gramos.

Ejemplo: ¿Cuál es la masa molar de la clorofila ($\text{C}_{55}\text{H}_{72}\text{MgN}_4\text{O}_5$)?

¹ El átomo-gramo se refiere al peso (masa) en gramos del número de Avogadro de átomos. Por ejemplo: un átomo gramo de Ca equivale a 40,08 g de Calcio y contiene $6,022 \times 10^{23}$ átomos de Calcio.

La molécula-gramo se refería a la masa en gramos del número de Avogadro de moléculas. Por ejemplo: Una molécula gramo de H_2O equivale a 18 g. de H_2O y contiene $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O .

Estos términos son confusos porque como se verá, ambos contienen el mismo número de partículas, pero es más conveniente hablar de 1 mol de átomos de Calcio y de un mol de moléculas de H_2O . Aunque no está prohibido el uso de átomo-gramo y molécula-gramo, es mejor evitarlo.

C	55 moles	×	12,01 g mol ⁻¹	=	660,55 g	
H	72 moles	×	1,008 g mol ⁻¹	=	72,576 g	
Mg	1 moles	×	24,32 g mol ⁻¹	=	24,31 g	
N	4 moles	×	14,01 g mol ⁻¹	=	56,04 g	
O	5 moles	×	16,00 g mol ⁻¹	=	80,00 g	
Masa Molar					=	893,48 g mol ⁻¹

La masa molar de la clorofila es 893,48 g o lo que es lo mismo, en un mol de clorofila hay $6,022 \times 10^{23}$ moléculas y pesa 893,48 g.

► Actividad 17

Calcule la masa molar de cada una de las siguientes especies:

- | | | |
|---|----------------------------------|--|
| a) H ₃ PO ₄ | f) NO | k) C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ |
| b) (NH ₄) ₃ AsO ₄ | g) NO ₂ | l) Mn ²⁺ |
| c) Fe ₃ O ₄ | h) H ₂ O ₂ | m) H ₂ PO ₄ ⁻ |
| d) UO ₂ (SO ₄) | i) Ba(HO) ₂ | n) CO ₃ ²⁻ |
| e) HgBr ₂ | j) XeF ₆ | o) N |

► Actividad 18

Calcule el número de moles presentes en:

- 10 g de carbonato de Calcio
- 14 g de Hierro
- 24,5 g de formaldehído H₂CO
- 34 g de sacarosa C₁₂H₂₂O₁₁
- 33,5 g de ácido acético CH₃COOH
- 22,1 g de paracetamol C₈H₉NO₂

► Actividad 19

En las masas indicadas de los compuestos de la actividad anterior. Indique cuántos átomos de cada elemento y cuántos átomos totales hay.

► **Actividad 20**

Si sobre un pedazo de papel que pesa 0,2401 g se estampa una firma con lápiz de grafito y luego de la firma el papel pesa 0,2410 g, indique cuántos átomos de Carbono contiene dicha firma.

► **Actividad 21**

Busque en la Tabla Periódica el símbolo de los siguientes elementos y calcule la **masa atómica** expresada en gramos y en u.m.a.

- | | | |
|--------------|----------|-------------|
| a) Hidrógeno | b) Cloro | c) Oxígeno |
| d) Nitrógeno | e) Argón | f) Mercurio |
| g) Hierro | h) Radón | i) Uranio |

► **Actividad 22**

Calcule la masa molecular expresada en gramos de los siguientes compuestos:

- | | | |
|--|-------------------------------------|---|
| a) NO | b) NO ₂ | c) Ba(OH) ₂ |
| d) XeF ₆ | e) H ₂ CO (formaldehído) | f) C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (sacarosa) |
| g) C ₁₆ H ₁₈ N ₃ FO ₃ (norfloxacina) | | |

Composición porcentual

La composición porcentual es el porcentaje en peso de cada uno de los elementos de un compuesto.

Ejemplo: ¿Cuál es la composición porcentual de Fe y O en el óxido de Hierro (III) (Fe₂O₃)?

Primero hay que calcular la masa molecular.

$$Fe \quad 2 \text{ átomos} \times 55,85 \frac{u.m.a.}{\text{átomo}} = 111,70 u.m.a.$$

$$O \quad 3 \text{ átomos} \times 16,00 \frac{u.m.a.}{\text{átomo}} = 48,00 u.m.a.$$

$$Masa Molecular Fe_2O_3 \quad 159,70 u.m.a.$$

Si ahora, se divide la masa de cada uno de los elementos por la masa molecular, y lo multiplica por cien, lo que obtiene es el porcentaje de cada uno de los elementos en la molécula.

$$\text{Fe} \quad \frac{111,70 \times 100\%}{159,70} = 69,94\% \text{ Fe}$$

$$\text{O} \quad \frac{48,00 \times 100\%}{159,70} = 30,06\% \text{ O}$$

$$100,00\% \text{ Fe}_2\text{O}_3$$

En conclusión, el óxido de Hierro (III) está compuesto de 69,94% de Fe y 30,06% de O.

La fórmula porcentual del óxido de Hierro (III) es:



► Actividad 23

Determine la composición porcentual de:

- a) KClO b) KClO₂ c) KClO₃ d) KClO₄

► Actividad 24

Calcule el porcentaje en peso de Fósforo en:

- a) Ca₃(PO₄)₂ b) Ca(H₂PO₄)₂ c) Na₅P₃O₁₀ d) P₄O₁₀ e) Mg₂P₂O₇

► Actividad 25

Calcule la composición porcentual de:

- | | | | |
|-------------|---|-----------------|--|
| a) Acetona | CH ₃ COCH ₃ | b) Alumbre | K ₂ SO ₄ ·Al ₂ (SO ₄) ₃ ·24 H ₂ O |
| c) Alúmina | Al ₂ O ₃ | d) Aspirina | CH ₃ COOC ₆ H ₄ COOH |
| e) Berilio | Be ₃ Al ₂ (SiO ₃) ₆ | f) Carborundum | SiC |
| g) DDT | (ClC ₆ H ₄) ₂ CHCl ₃ | h) éter etílico | (C ₂ H ₅) ₂ |
| i) Celulosa | (C ₆ H ₁₀ O ₅) _n , donde n es un número grande | | |

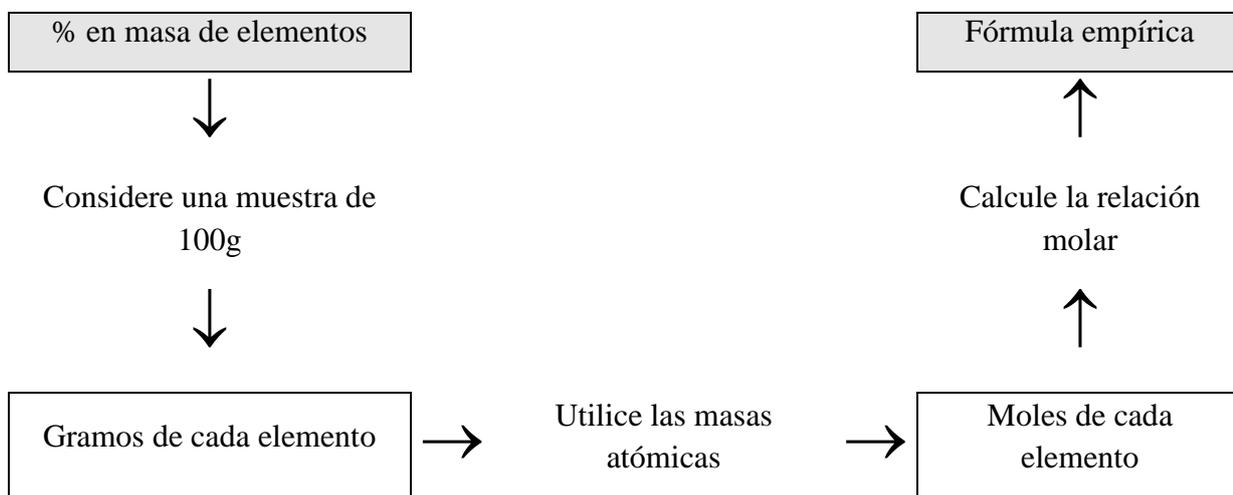
Fórmula empírica y fórmula molecular

La *fórmula empírica* representa la mínima relación de enteros de átomos que forman un compuesto y la *fórmula molecular* representa el número real de átomos que se encuentran combinados en la molécula de un compuesto.

Por ejemplo, el benceno tiene una fórmula molecular C_6H_6 , pero su fórmula empírica es CH ; es decir que la fórmula empírica está contenida 6 veces en la fórmula molecular. En muchos casos, como en la mayoría de los compuestos iónicos, la fórmula empírica es igual a la fórmula molecular.

El nombre de fórmula empírica se debe a que ésta se calcula a partir de la composición porcentual, la cual se obtiene en forma experimental. Es lo mismo calcularla a partir de la relación de pesos en que dos o más elementos se combinan para formar el compuesto.

A continuación, se detalla un esquema para encontrar la fórmula empírica y un ejemplo de su aplicación:



Ejemplo:

El resorcinol es una sustancia orgánica compuesta de 65,46 % de C; 29,10% de O y 5,45 % de H. Calcule la fórmula empírica.

Lo primero que debemos tener en cuenta es que en un compuesto, las relaciones numéricas entre los átomos de los elementos que lo componen son las relaciones de moles de los mismos, ya que al hablar de moles y no de masas, estamos hablando de cantidad de partículas. Entonces debemos calcular cuántos moles de cada elemento hay por cada 100 gramos de sustancia.

En 100 gramos de resorcinol hay 65,46 g de C; 29,10 g de O y 5,45 g de H. El número de moles de C, O y H es:

$$C \quad \frac{65,46 \text{ g}}{12,0 \text{ g mol}^{-1}} = 5,455 \text{ mol}$$

$$O \quad \frac{29,10 \text{ g}}{16,0 \text{ g mol}^{-1}} = 1,819 \text{ mol}$$

$$H \quad \frac{5,45 \text{ g}}{1,00 \text{ g mol}^{-1}} = 5,455 \text{ mol}$$

Dividiendo el número de moles por el número más pequeño, en este caso 1,819, obtendremos la relación de moles que es igual a la relación existente entre los átomos.

$$C = \frac{5,455}{1,819} \cong 3 \quad O = \frac{1,819}{1,819} \cong 1 \quad H = \frac{5,450}{1,819} \cong 3$$

Entonces la fórmula empírica del resorcinol es C_3H_3O .

Para conocer la fórmula molecular es necesario conocer la masa molecular del resorcinol y comparar esta última con la masa de la fórmula empírica.

La masa molecular del resorcinol es 110 u.m.a. Debemos calcular la masa de la fórmula empírica.

Si la fórmula empírica del resorcinol es C_3OH_3 , su masa será:

$$3 \text{ átomos de C} \times 12 \text{ u.m.a.} + 1 \text{ átomo de O} \times 16 \text{ u.m.a.} + 3 \text{ átomos de H} \times 1 \text{ u.m.a.} = 55 \text{ u.m.a.}$$

Para saber cuántas veces está contenida la fórmula empírica en la fórmula molecular, solamente tenemos que hacer un cociente:

$$\frac{\text{Masa Molecular}}{\text{Masa fórmula empírica}} = \frac{110 \text{ u.m.a.}}{55 \text{ u.m.a.}} = 2$$

Entonces, si multiplicamos por dos las atomicidades de la fórmula empírica, obtendremos la fórmula molecular.

Fórmula empírica: C_3H_3O

Fórmula molecular: $C_6H_6O_2$

► Actividad 26

Encuentre la fórmula empírica de los siguientes minerales:

- a) talco, utilizado para hacer talco en polvo y cerámicos, que contiene 19,23 % de Mg, 29,62 % de Si, 50,62 % de O, y 0,53 % de H.
- b) bórax, utilizado para ablandar aguas y combatir infecciones por hongos en la piel, que contiene 11,3 % de B, 29,4 % de O, 47,3 % de agua y 12,1 % de Na.

► **Actividad 27**

Un compuesto orgánico contiene 52,18 % de C, 13,04 % de H y 34,78 % de O y se observó que su masa molecular es 91.6 u.m.a. Determine:

- a) la fórmula empírica
- b) la fórmula molecular

► **Actividad 28**

Del análisis de una muestra de papel, constituido por celulosa, se encontró que estaba compuesto por 44,44% de C, 49,38 % de O y 6,18 % de H. ¿Cuál es la fórmula empírica de la celulosa?

► **Actividad 29**

Resuelva, calculando los ítems correspondientes, el siguiente problema en donde se resumen todos los conceptos aprendidos en esta guía. Recuerde expresar los resultados con las unidades correspondientes.

La molécula de glucosa (azúcar de uva) tiene una fórmula molecular $C_6O_6H_{12}$. Sabiendo que:

$$PA_C = 12 \text{ u.m.a.}$$

$$PA_O = 16 \text{ u.m.a.}$$

$$PA_H = 1 \text{ u.m.a.}$$

a) Su masa molecular será:.....

Este resultado significa que la molécula de glucosa es veces más pesada que la doceava parte del átomo de Carbono 12 ($^{12}_6C$)

b) En una molécula de glucosa hay: átomos de C,..... átomos de O y átomos de H.

c) Un mol de glucosa pesa (masa molar de la glucosa)

d) En 180 g de glucosa hay moléculas de glucosa.

e) En un mol de glucosa hay moles de átomos de C, moles de átomos de O y moles de átomos de H. En consecuencia hay:

..... átomos de C

..... átomos de O
 átomos de H

f) 180 g de glucosa contienen:

..... g de C →% de C
 g de O →% de O
 g de H →% de H

g) 1 molécula de glucosa pesa.....g

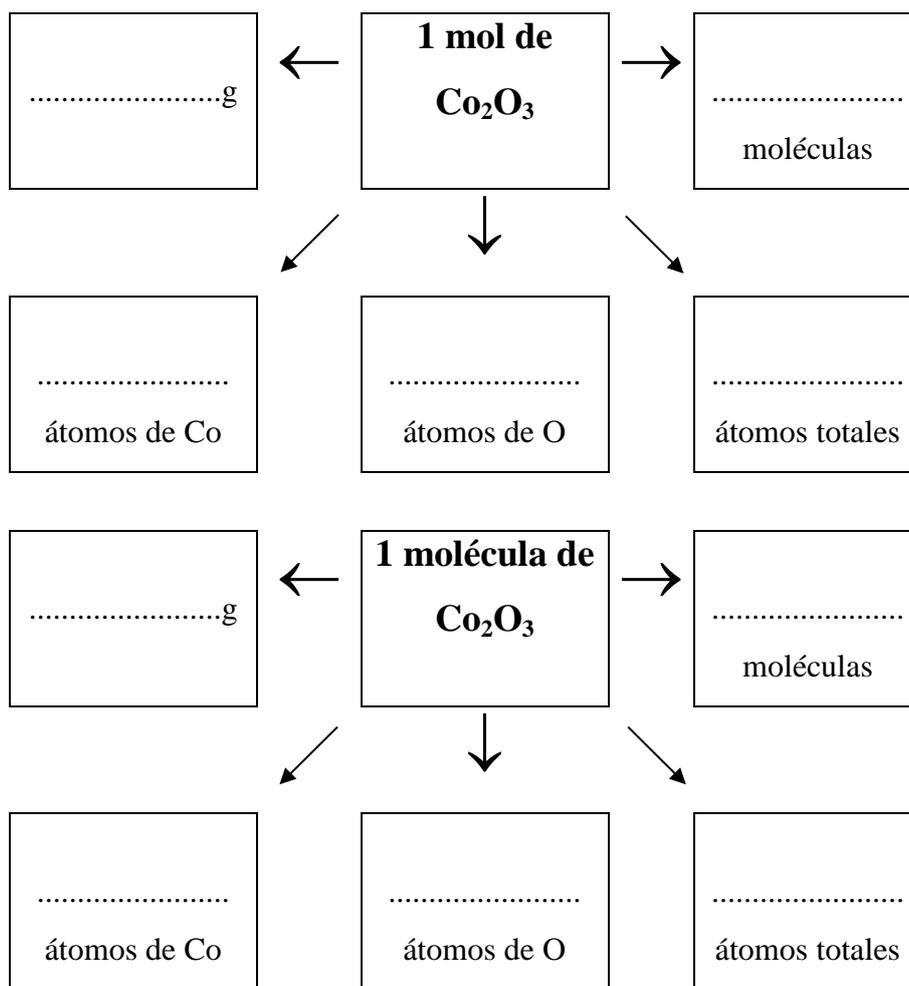
h) La fórmula molecular es

i) La fórmula empírica es

j) La fórmula empírica se encuentra contenidaveces en la fórmula molecular.

► **Actividad 30**

Complete los siguientes gráficos:



Ejercitación

- 1) La cantidad de Fe recomendada en una dieta diaria es de 18 mg para un adulto. ¿Cuántos átomos de Fe se consumirían diariamente?
- 2) ¿Qué peso en gramos corresponde a:
0,5 moles de yeso de París $\text{CaSO}_4 \cdot 1/2 \text{H}_2\text{O}$
1,01 mol de cuarzo SiO_2
3 moles de Hg
0,42 moles de sacarina $\text{C}_6\text{H}_4(\text{CO})(\text{SO}_2)\text{NH}$
0,5 moles de ibuprofeno $\text{C}_{13}\text{H}_{18}\text{O}_2$
 $1,0 \times 10^{-10}$ moles de HCl
- 3) Compare el porcentaje en peso de Fe en FeO , Fe_2O_3 y Fe_3O_4 . Asumiendo que el costo de 1 kg de cada óxido es el mismo ¿cuál de ellos sería el más económico en cuanto al contenido de Fe?
- 4) ¿Qué masa de O se encuentra contenido en 5,5 g de KClO_3 ?
- 5) ¿Cuántos átomos de Na hay en 284 g de Na_2SO_4 ?
- 6) ¿Cuántos átomos contiene un cubo de aluminio de 1,5 cm de arista y densidad 2,7 g/mL?
- 7) ¿De qué tamaño sería un cubo de Fe que contenga el mismo número de átomos que el del problema anterior? Densidad del Fe = 7,86 g/mL.
- 8) Ahora que conoce el concepto de masa atómica, trate de explicar el significado de la ley de las proporciones de Proust.
- 9) Un mol de Oxígeno gaseoso (O_2) tiene:
 - I. 2 átomos de O y $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de O.
 - II. 2 átomos de O y pesa 32 g.
 - III. 2 moles de átomos de O y cada mol (átomos de O) pesa 32 g.
 - IV. el número de Avogadro de moléculas de O_2 y dos veces el número de Avogadro de átomos de O.

Elija la opción que reúna todas las afirmaciones correctas:

- a) Sólo II - III - IV b) Sólo I - III - IV c) Sólo I - IV d) Sólo IV

- 10) La lisina es un aminoácido cuya composición porcentual es: 49,29% de C; 9,65% de H; 21,89% de O y dos átomos de nitrógeno por cada molécula. Calcule el peso molecular y la fórmula molecular de la lisina.
- 11) El peso molar de la tirosina es 181g. Se encuentra que una proteína contiene 0,22 % de este aminoácido. ¿Cuál es el peso molar más bajo que podría tener la proteína?
- 12) Encuentre la fórmula empírica de un hidrocarburo cuya composición porcentual es C = 85,63 %; H = 14,37 %.
- 13) Obtenga la fórmula empírica de un compuesto que contiene 63,16 % de C, 11,84 % de H y 25,00 % F.
- 14) Determine el número total de núcleos, protones, electrones y átomos que hay en 20 g de CH₄.

Contenido

CONSIDERACIONES PRELIMINARES _____	141
MASA RELATIVA _____	141
ISÓTOPO, NÚMERO ATÓMICO (Z), NÚMERO DE MASA (A) _____	147
MASA (PESO) ATÓMICA _____	149
MASA (PESO) MOLECULAR _____	151
EL MOL: UNIDAD QUÍMICA ESPECÍFICA – NÚMERO DE AVOGADRO _____	152
EL CONCEPTO DE MOL _____	155
MASA (PESO) MOLAR _____	156
COMPOSICIÓN PORCENTUAL _____	158
FÓRMULA EMPÍRICA Y FÓRMULA MOLECULAR _____	160
EJERCITACIÓN _____	164

Unidad 11 - El estado gaseoso

Contenidos: Variables de estado. Formas de medición de cada una de las variables. Comportamiento experimental de sistemas gaseosos: ley de Boyle y Mariotte. Ley de Charles. Ley de Gay Lussac. Relación volumen-cantidad. Ley de Avogadro. Ecuación general de los gases. Condiciones normales de presión y temperatura. Relaciones estequiométricas con la participación de sustancias químicas en estado gaseoso. Problemas de aplicación.

Objetivo: La comprensión del comportamiento de los sistemas gaseosos, lo que implica vincular la realidad macroscópica externa con la realidad microscópica interna del mismo. Ambos universos -macro y microscópico- se definen a través de las variables, parámetros y funciones que caracterizan el estado y el comportamiento del sistema dentro del marco de referencia correspondiente al desarrollo científico y tecnológico de su tiempo.

Evolución temporal del concepto del estado gaseoso

Boyle: un químico escéptico

En Inglaterra, entre 1627 y 1691, el personaje de la época fue Robert Boyle, quién no solo fue un prominente químico, sino que también se desempeñó en otras áreas del conocimiento, como la física, la filosofía e incluso, la teología. Su trabajo produjo un gran cambio en la época, ya que combatió viejas concepciones alquimistas y, siguiendo las ideas de Bacon, se liberó de los prejuicios tradicionales, y dio a la química, como ciencia de la naturaleza, una base experimental:

“Los químicos -decía- tomaron como tareas la preparación de medicamentos, la extracción y la transmutación de los metales. Yo he procurado trabajar en la química con un criterio completamente distinto, no como un médico o un alquimista, sino como ha de hacerlo un filósofo. Si los hombres llevaran en su corazón el progreso de la verdadera ciencia, por encima de sus propios intereses, entonces se les podría demostrar fácilmente que prestarían al mundo mayor servicio empleando todas sus fuerzas en: efectuar ensayos, hacer observaciones y no expresar una teoría sin haber comprobado los fenómenos relacionados con ella”.

Fue, y continuó siendo, un escéptico; las ideas teóricas de los demás le parecían apenas un poco menos satisfactorias que las suyas propias. Incluso uno de sus libros más importantes se llamó *El químico escéptico: o las dudas y paradojas quimio-físicas*.

Boyle estudió profundamente la combustión. Reconoció que, en la combustión, como en la respiración y en la calcinación de los metales, se consumía aire. El problema de la presión del

aire le preocupaba mucho. Hizo experimentos con tubos en forma de U, siguiendo el ejemplo de Torricelli; midió las alturas de las columnas de agua y de mercurio en equilibrio, determinó el peso específico del mercurio y halló el valor $13,76 \text{ g mL}^{-1}$ (en vez de $13,54 \text{ g mL}^{-1}$). Cerró con cera la rama corta del tubo en U agregó mercurio en el tubo y dejó encerrada en aquella una determinada cantidad de aire. Observó que, si añadía más mercurio, disminuía dicho volumen de aire. Determinó así, las relaciones entre presión y volumen. A mediados del 1600 formuló como ley natural de los gases esta propiedad general:

El volumen de un determinado gas es inversamente proporcional a la presión ejercida sobre dicho gas

Este descubrimiento fue realizado, independientemente de Boyle, 16 años después por el religioso francés Edme Mariotte (1620 - 1684) y, por ello se habla de la LEY DE BOYLE-MARIOTTE.

El “aire” que integra una roca

Quizás, uno de los científicos que más *abrió la cancha* con relación a los grandes descubrimientos relacionados con los gases fue **Joseph Black** (1728 - 1779). Este médico escocés, también se destacó por sus contribuciones a la física y química.

Buscaba un disolvente de los cálculos urinarios, patología que era frecuente en los grandes bebedores de aquellos tiempos y, para ello, realizó ensayos con magnesia alba (carbonato). Ésta daba efervescencia con los ácidos (desprendimiento de CO_2) y, mediante calentamiento, se convertía en magnesia carbonada (óxido). Además, observó que, durante la transformación, se había desprendido un gas que no alimentaba ni la llama, ni la respiración, al que llamó “*el aire fijo*”. Así lo había bautizado Black, ya que el gas estaba fijo en la magnesia alba. De este modo, logró demostrar el hecho imprevisto que los gases pudieran integrar cuerpos sólidos.

El “aire” en que arden las velas

Las preocupaciones cuantitativas de Black, sus cuidadosas pesadas y su estudio reducido de reacciones, fueron características ajenas a los procedimientos que siguió en sus búsquedas el teólogo y científico inglés **Joseph Priestley** (1733 - 1804). Él quería poner en evidencia la variedad de “*aires engendrados*” en las distintas reacciones químicas.

Black advirtió que la actividad respiratoria produce “*aire fijo*”; entonces, Priestley se preguntó: ¿cómo sucede que la atmósfera constantemente viciada por la respiración de los animales, la putrefacción de la materia orgánica y la combustión de sustancias inflamables no se vuelve irrespirable? Encontró una respuesta a este interrogante en 1771 (ya antes de descubrir el oxígeno), en una experiencia donde el aire viciado, por un ratón o una llama, dentro de un recipiente cerrado, volvía a ser respirable y capaz de alimentar la combustión después de que una

planta de menta había crecido dentro de éste durante un tiempo. De este modo, reveló la relación entre vida vegetal y animal.

Luego de esto, le surgió una pregunta: ¿hay gases de la atmósfera que sean respirables? Y así, empezó a estudiar los gases que se desprendían al colocar distintas sustancias en el foco de una poderosa lente, que eran calentados por los rayos concentrados del sol. El 1 de agosto de 1774 - fecha memorable en la historia de la ciencia- encontró que al calentar el óxido de mercurio se liberaba un gas en el que una vela podía arder con llama vigorosa. Pese a lo espectacular del experimento, transcurrió algún tiempo hasta que Priestley, sorprendido y hasta perplejo, superara sus dudas y se diera cuenta de que aquel gas aislado, era el componente de la atmósfera que mantenía la combustión y la vida.

Sin embargo, la historia tiene otro ingrediente: Priestley era un adherente a la teoría del flogisto, o dicho de otro modo, Priestley era *flogicista*. ¿Qué significaba eso? La teoría del flogisto¹, hoy obsoleta, planteaba que aquellos compuestos susceptibles de sufrir combustión contenían un compuesto *químico* llamado flogisto. Pese a que Priestley tenía frente a sus narices al oxígeno, influenciado por las creencias de la época, nombró a este nuevo gas *aire deflogistizado*, dándole soporte a la idea del flogisto.

El “aire de fuego” y la síntesis de agua

Priestley no fue el único en investigar sobre el oxígeno. Este gas había sido descubierto dos años antes por el químico sueco **Carl Wilhelm Scheele** (1742 - 1786), quien lo llamó “*aire de fuego*” y, por razones desfavorables de su vida, tardó en publicar su descubrimiento.

Su gran triunfo fue analizar y sintetizar el aire. Lo consiguió, introduciendo un trozo de fósforo en un recipiente invertido sobre el agua y una llama de hidrógeno en otro. En ambos casos, comprobó que, al apagarse la llama, aproximadamente la quinta parte del aire ha desaparecido y el residuo era incapaz de alimentar la combustión, deduciendo con éstos y otros experimentos que el aire consta de dos gases distintos. Llamó al gas que alimenta la combustión como *aire de fuego* y *aire impuro* al otro que apaga la llama. Luego, añadió aire impuro a su aire de fuego y comprobó que la mezcla tenía todas las propiedades de la atmósfera.

A diferencia de la casi totalidad de los químicos de la época, el físico y químico británico **Henry Cavendish** (1731 - 1810) fue un investigador cuantitativo y logró, con cuidadosas mediciones, una exactitud sin precedentes en la química.

Ya su primera publicación incluyó el estudio de un nuevo gas - nuestro hidrógeno - llamado por él “*aire inflamable*” (obtenido por la acción de ácidos sobre los metales). En un recipiente hizo saltar una chispa eléctrica, a través de una mezcla de aire inflamable y aire común. El producto de la combustión que se depositó sobre las paredes en forma de rocío... era agua. Luego, mezcló los gases puros oxígeno e hidrógeno y advirtió que ambos desaparecían en la proporción de uno a dos. Su comprobación de que el peso del agua, así formada, era igual al peso de los dos gases desaparecidos, completó su admirable síntesis del agua.

¹ El flogisto era, para Georg Stahl, el compuesto que se liberaba luego de la combustión.

Breve reseña de los años posteriores

En 1776, el químico francés **Antoine Lavoisier** (1743 - 1794) fue quién logró explicar las transformaciones químicas que necesitaban aire y comprendió que, en los procesos de combustión, era el oxígeno el que se combinaba con los materiales combustibles. Lavoisier, al igual que muchos químicos alquimistas, tenía grandes dificultades en establecer la correlación entre la fórmula química y su nombre. Sin embargo, fue capaz de encontrar el nombre correcto de 33 elementos conocidos en su época. Cuando la identidad de los gases fue establecida, su comportamiento físico fue objeto de un cuidadoso trabajo experimental de investigación.

Cuatro leyes más fueron descriptas entre 1787 y 1829. Durante éste período, John Dalton (1766 - 1844) publicó su Teoría Atómica. A mediados del siglo XIX, la teoría del movimiento molecular o Teoría Cinética de los Gases fue desarrollada a nivel matemático y discutida por la comunidad científica. Todas las leyes fueron explicadas por esta teoría y todos los postulados de la Teoría Cinético-Molecular coincidían con los de la Teoría Atómica. Esta conjunción de resultados permitió que el modelo de las partículas en movimiento fuese visualizado como marco de referencia válido para explicar el comportamiento de sistemas gaseosos, tanto a nivel experimental como para predecir las conductas a observar dentro de la validez de la teoría.

Es importante resaltar que, actualmente, dicha teoría continúa aportando nuevas informaciones acerca de estado gaseoso.

► Actividad 1

¿Cuáles fueron las personas destacadas y los hechos sobresalientes que aportaron en la historia?

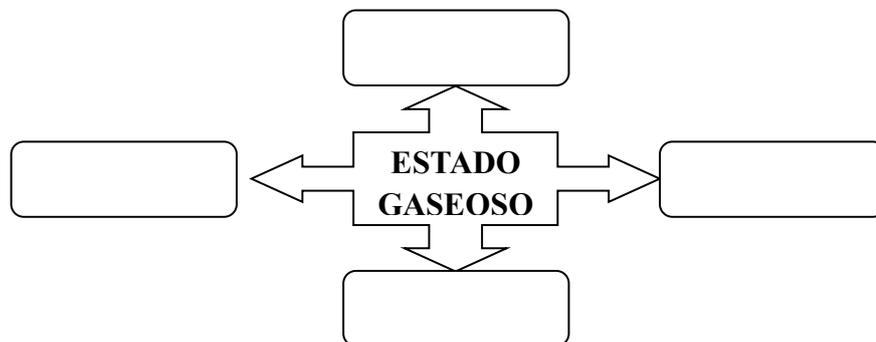
.....

.....

.....

Conceptos generales sobre el estado gaseoso

Los sistemas gaseosos tienen la particularidad que pueden ser caracterizados, fenomenológicamente, a través de la observación directa de las variables que lo definen. De acuerdo con lo estudiado en las guías anteriores, ¿cuáles son los términos que asocia con el estado gaseoso? Escríbalos en el siguiente esquema.



A continuación, le presentamos algunos ejemplos de la vida diaria donde podemos encontrar compuestos en estado gaseoso:

- a) Una garrafa con gas carbónico (CO₂) de uso familiar para fabricar soda.
- b) Un tubo de oxígeno para uso medicinal.
- c) El aire que respiramos

¿Puede dar algunos otros ejemplos de la vida cotidiana donde haya sistemas gaseosos presentes?

.....

En función de lo que respondió, ¿cómo identificaría un **sistema gaseoso**? ¿Qué características considera que son indispensables para decir que un sistema se encuentra en estado **gaseoso**?

.....

Le proponemos que lea atentamente la siguiente situación y subraye tres conceptos que crea que definen a un sistema gaseoso:

A temperatura ambiente se recoge oxígeno en un recipiente adecuado. La presión ejercida sobre las paredes del recipiente al finalizar la experiencia es de 575 mm Hg y el volumen ocupado por el gas es 176 mL.

Discuta la respuesta con sus compañeros y su docente.

Ahora bien, más allá de estas tres variables, un sistema no tendrá el mismo comportamiento si posee mayor o menor cantidad de moléculas de gas. Por lo que, más allá de lo subrayado en el ejercicio anterior, también deberemos tener en cuenta la cantidad de materia presente en nuestro sistema gaseoso. Estas cuatro variables se denominan **variables de estado** y tienen sus respectivas unidades de medición:

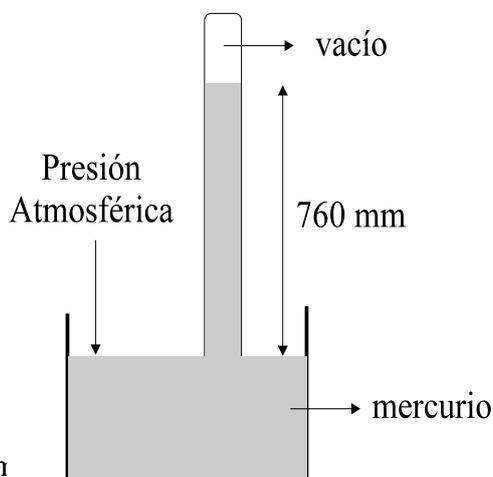
Magnitud	Definición	Unidad
Volumen	Espacio tridimensional que ocupa el gas	Derivada del SI: <i>metro cúbico</i> (m ³), múltiplos y submúltiplos y sus equivalencias en <i>litros</i> (L), múltiplos y submúltiplos.
Temperatura	Medida de la velocidad a la que se mueven las partículas de gas	Utilizaremos dos escalas, la <i>centígrada</i> (°C) y la <i>Kelvin</i> (K).
Presión	Fuerza que ejerce el gas por unidad de área de las paredes del recipiente	Utilizaremos varias escalas, principalmente <i>milímetros de mercurio</i> (mm Hg) y su equivalente en <i>atmósferas</i> (atm).
Cantidad de sustancia	Cantidad de partículas	Utilizaremos el <i>mol</i> , que equivale a 6,022 × 10 ²³ unidades.

El estado del sistema gaseoso, definido a través de sus variables, se mantendrá indefinidamente si no se modifica alguna de éstas. Habitualmente, se mantienen constantes dos variables y se modifica alguna, para observar el valor que toma la restante. Esto permite analizar el comportamiento de los sistemas gaseosos y graficar en sistemas de coordenadas bidimensionales que se interpretan con mayor facilidad.

Ahora bien, supongamos un sistema en el cual mantenemos constantes la cantidad de materia y la temperatura, y modificamos el volumen para observar cambios en la presión. ¿La presión aumentará? ¿Disminuirá? ¿Qué tanto aumentará o disminuirá, mucho o poco? Sobre esto ahondaremos en las siguientes secciones

Consideraciones sobre la presión de los gases

Los gases que se encuentran en la atmósfera (principalmente nitrógeno y oxígeno, junto con pequeñas cantidades de argón, además de gases contaminantes) también ejercen una presión. La presión atmosférica se mide por medio de un barómetro de mercurio que fue diseñado en 1643 por Evangelista Torricelli (1608 - 1647), un matemático y físico italiano. Su barómetro estaba formado por un tubo de vidrio, de por lo menos 76 cm de largo, sellado en un extremo, lleno de mercurio e invertido por el extremo abierto sobre un recipiente lleno de mercurio.



A nivel del mar, el nivel del n m en el tubo. Sin importar el
diámetro del tubo, el nivel de i

Imagine que Torricelli hubiera usado agua para llenar su barómetro en lugar de mercurio. ¿Qué consecuencias habría traído este hecho? Tenga en cuenta los conceptos de peso específico y densidad.

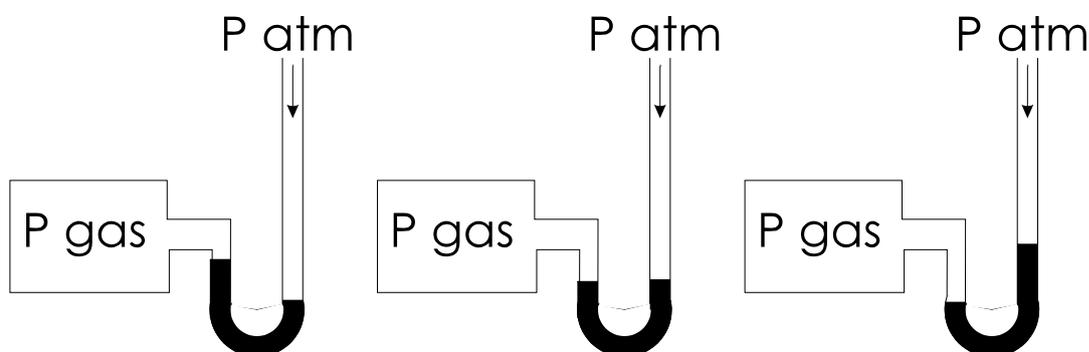
.....
.....
.....

En la descripción anterior detallamos que la medición de Torricelli se llevó a cabo a nivel del mar. La presión atmosférica disminuye cuando aumenta la altitud (aproximadamente 0,033 atm por cada 305 m). A una altitud de 1,6 km, la presión es de 0,83 torr. Puede ser que usted haya experimentado esta disminución de la presión al viajar hacia las montañas o hacia algún lugar de mayor altitud, donde la presión es menor y al bostezar siente un chasquido en los oídos. El bostezar iguala la presión sobre el tímpano de su oído, al abrir un tubo que va de la porción media del oído hasta la boca.

La presión atmosférica también varía con las condiciones atmosféricas, como lo podrá haber notado en los informes meteorológicos de la TV. Cuando hay una humedad considerable en la atmósfera, la presión puede ser baja debido a que el aire húmedo tiene una densidad menor que el aire seco. El aire húmedo puede crear un área de baja presión sobre una región completa. De manera opuesta, poca humedad en el aire genera un área de alta presión.

Descripción y funcionamiento del manómetro

El manómetro es un instrumento que se emplea para conocer la presión de un gas que se encuentra en un sistema cerrado. Un manómetro de extremo abierto es un tubo en forma de U que contiene un líquido, por ejemplo, mercurio. Un brazo del tubo está conectado al sistema gaseoso, cuya presión se quiere medir, y el otro brazo se mantiene abierto a la atmósfera, como se muestra en los siguientes gráficos:



- Establezca las diferencias que observa en los gráficos anteriores.
- ¿En cuál de ellos la presión del gas es mayor? Justifique su respuesta.
- Indique cómo calcularía la presión del gas en cada situación. (Recuerde que se comparan las columnas de mercurio teniendo en cuenta el nivel de referencia que se escoge como la columna más corta).

Leyes de los gases

► Actividad 2

Imagine un manómetro de extremo abierto conectado en una de sus ramas a un sistema gaseoso, cuya presión es igual a la atmosférica a temperatura ambiente. A este le llamaremos estado inicial.

1) Dibuje el sistema en el estado inicial.

2) Suponga que la otra rama es muy larga y puede agregarle mercurio a voluntad. Dibuje el sistema luego de agregarle mercurio (estado final) y explique cómo puede averiguar la presión del gas. Luego discuta las conclusiones obtenidas con sus compañeros y consulte con su docente.

3) Teniendo en cuenta el estado inicial y final del sistema, ¿cómo se relacionan la presión y el volumen cuando la temperatura permanece constante?

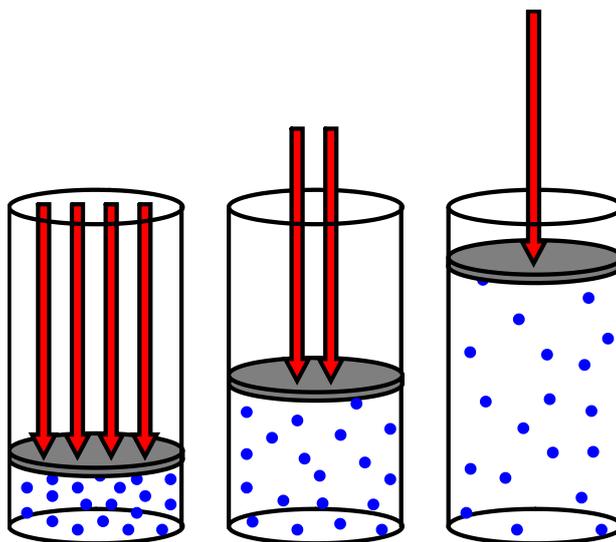
.....

.....

.....

Empleando un aparato semejante al que planteamos en la actividad 1, Robert Boyle encontró que el **volumen** de una cierta cantidad de gas encerrado en un recipiente disminuye a medida que aumenta la **presión** a temperatura constante, lo que significa una **relación inversamente proporcional**.

En la figura podemos apreciar como disminuye el volumen a medida que aplicamos una presión mayor sobre el sistema (simbolizada por las flechas rojas)



4) Enuncie la Ley de Boyle utilizando lenguaje matemático.

$$\dots = \dots \times \dots$$

5) Proponga una tabla de cuatro valores que verifiquen la Ley de Boyle y represéntelos en una gráfica.

PRESIÓN	VOLUMEN

6) Resuelva el siguiente problema: Un gas ocupa un volumen de 175 litros a una presión de 0,921 atm. ¿Cuál será el volumen si la presión aumenta hasta 1,326 atm a temperatura constante?

► Actividad 3

Al estudiar la variación de volumen con la temperatura de un sistema gaseoso, un químico obtuvo los siguientes valores:

T (°C)	V (cm ³)
0	20,0
80	25,7
100	27,3
150	31,0
200	34,6
250	38,3
300	42,0

1) ¿Cómo cree que debe haber sido el diseño experimental utilizado por este químico para construir esta tabla? Detalle a continuación brevemente las características del diseño experimental

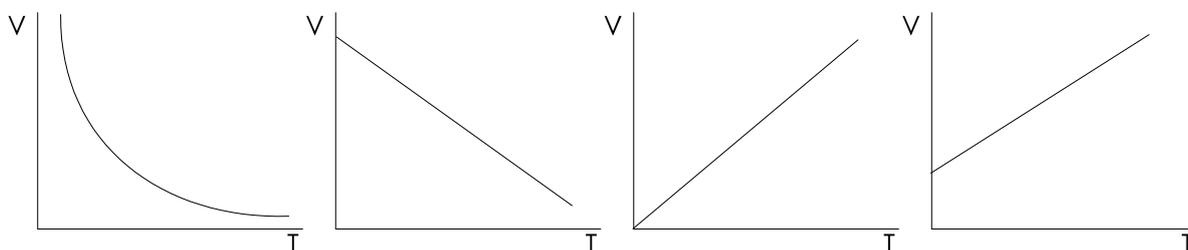
.....

.....

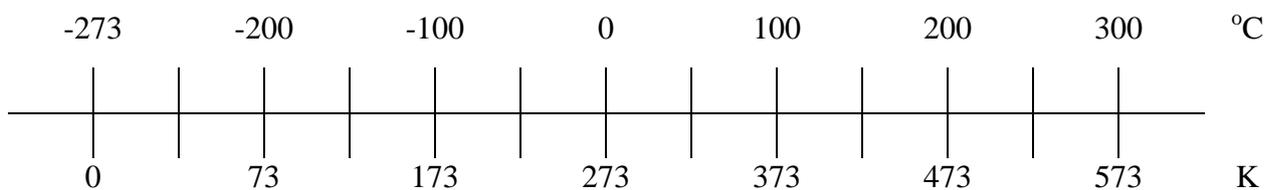
.....

2) De acuerdo con la tabla N°1, deduzca la relación matemática que vincula el volumen con la temperatura (expresada en °C). Consulte las conclusiones con su docente.

3) Elija la gráfica que representa la relación matemática del punto 2.b y justifique su elección.



4) El siguiente gráfico muestra dos escalas de temperatura. La parte superior corresponde a la escala centígrada (°C) y la parte inferior corresponde a la escala Kelvin (K).



Deduzca la relación matemática que vincula las dos escalas. Consulte sus conclusiones con su docente.

5) Convierta a K los valores de temperatura en °C presentados en la Tabla N°1

T (°C)	T (K)
0	
80	
100	
150	
200	
250	
300	

6) Grafique el comportamiento del sistema gaseoso de la Tabla N°1, utilizando la escala de temperatura en K.

7) Matemáticamente, ¿qué diferencias y semejanzas encuentra entre las gráficas obtenidas en los puntos 3) y 6)?

.....

.....

.....

.....

8) ¿Cuál es el significado físico de la diferencia entre las dos gráficas?

.....

.....

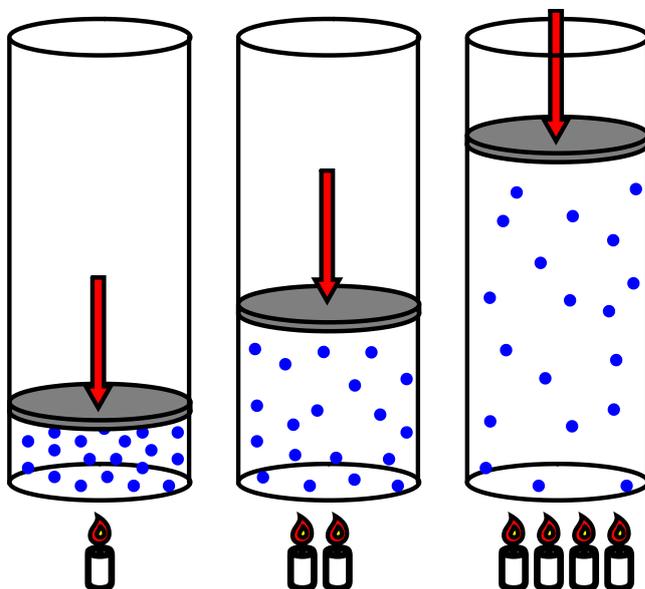
.....

.....

9) Resuelva el siguiente problema: El volumen de un gas se expande de 28,8 a 36,1 cm³ cuando la temperatura se eleva a 100 °C. Suponiendo que la presión permanece constante, ¿cuál fue la temperatura original del gas antes de la expansión?

Variables de estado

En la figura podemos observar las cuatro variables de estado, dos de ellas que se mantienen constantes: presión (esquematizada por tan solo una flecha roja sobre cada uno de los sistemas) y cantidad de materia (representada por la misma cantidad de círculos); y dos de ellas que se encuentran variables: temperatura (representada por un aumento en la cantidad de energía entregada por las velas en cada sistema) y el volumen (lugar que ocupa el gas en cada uno de los sistemas). La correlación que existe entre el **volumen** de un gas y su **temperatura** absoluta se resume en la ley de Charles, que dice que estas magnitudes son **directamente proporcionales**.



► Actividad 4

Joseph Gay Lussac estudió los efectos de la **temperatura** sobre la **presión** de una determinada cantidad de gas cuando el **volumen permanece constante**.

1) Lea atentamente el párrafo anterior y reflexione sobre una situación de la vida diaria donde se muestre este comportamiento.

.....

.....

.....

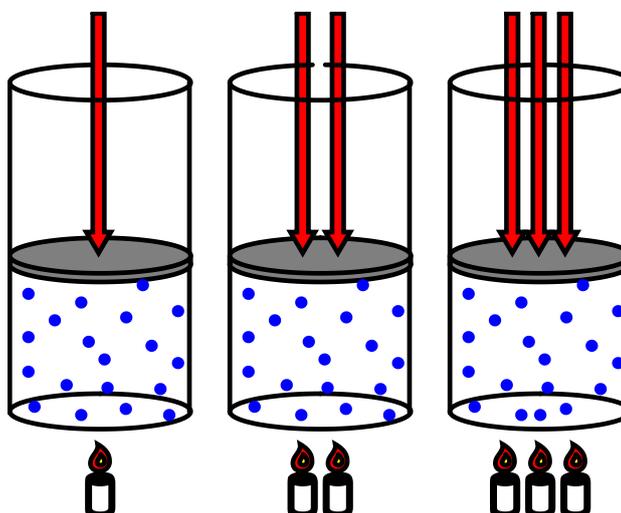
2) ¿Qué supone Ud. que sucederá con la presión de un sistema gaseoso si éste se calienta a volumen constante? ¿Y si se enfría? Justifique sus respuestas.

.....

.....

.....

3) Observe la figura y compare sus conclusiones anteriores con lo observado.



.....

.....

.....

4) Enuncie matemáticamente la ley de Gay Lussac.

.....

.....

.....

5) Resuelva el siguiente problema:

¿Cuál será la presión final de un gas que inicialmente se encontraba a 725 mmHg y 30 °C, si su temperatura aumenta a 80 °C a volumen constante? Consulte sus resultados con el docente.

.....

.....

.....

El principio de Avogadro dice que, en iguales condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de moles (cantidad de partículas).

Se denominan condiciones normales de presión y temperatura (**CNPT**) a las correspondientes a una presión de 760 mmHg (1 atm) y una temperatura igual a 0°C ($273,15\text{ K}$). Se ha determinado, experimentalmente, que, para cualquier gas, 1 mol de moléculas, bajo CNPT, ocupa un volumen de $22,4\text{ L}$.

► **Actividad 5**

1) Complete el siguiente cuadro:

	Enunciado matemático	Variables que se mantienen constantes
Ley de Boyle		
Ley de Charles		
Ley de Gay Lussac		

Hasta ahora, para analizar estas tres leyes, se mantuvieron constantes dos variables de estado y se observó el comportamiento de las otras dos. Pero ¿qué ocurriría si tan solo mantenemos constante el número de moles? Las relaciones entre las variables de estado deben de mantenerse (si son directa o inversamente proporcionales), pero ahora la expresión matemática, lógicamente, debe tener presentes a la presión, el volumen y la temperatura.

2) ¿Qué relación matemática puede plantear entre las variables de estado si sólo se mantiene constante el número de moles? Discuta con sus compañeros y su docente.

.....

.....

.....

3) Resuelva el siguiente problema: ¿Cuál será la presión de un gas que ocupa un volumen de 250 cm^3 a 30°C sabiendo que a 50°C y 2 atm ocupa un volumen de 500 mL ?

.....

.....

.....

4) Lea el párrafo anterior y de acuerdo con los datos que allí se detallan, averigüe el valor de la constante obtenida en el punto 2), considerando CNPT. Consulte los resultados obtenidos con su docente.

.....

Hemos obtenido la ecuación de estado de los gases ideales:

$$P V = n R T$$

Donde **R** es la constante de los gases ideales e igual a:

$$R = 0,082 \text{ atm.L.K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

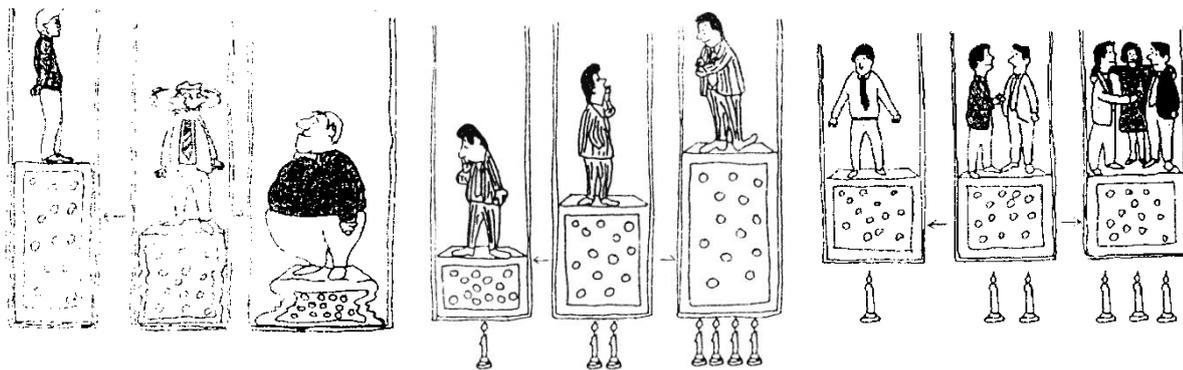
Ud. ha encontrado algunas relaciones funcionales en los sistemas gaseosos. Para poder conectar la realidad macroscópica que ha estado estudiando con la microscópica, necesita la ayuda de algún modelo teórico adecuado. Por esta razón, le planteamos el modelo de gas ideal en el que...

“... las partículas, sean átomos o moléculas, pueden ser consideradas como masas puntuales, por lo cual el espacio ocupado por éstas es despreciable con respecto al volumen del recipiente. En estas condiciones, las partículas se mueven a gran velocidad en todas las direcciones, chocan con las paredes del recipiente que las contiene y chocan también entre sí (aunque la frecuencia de estos choques es despreciable comparada con la frecuencia de los choques con las paredes). La presión ejercida por el gas es el efecto de los incontables choques de las partículas contra las paredes del recipiente...”

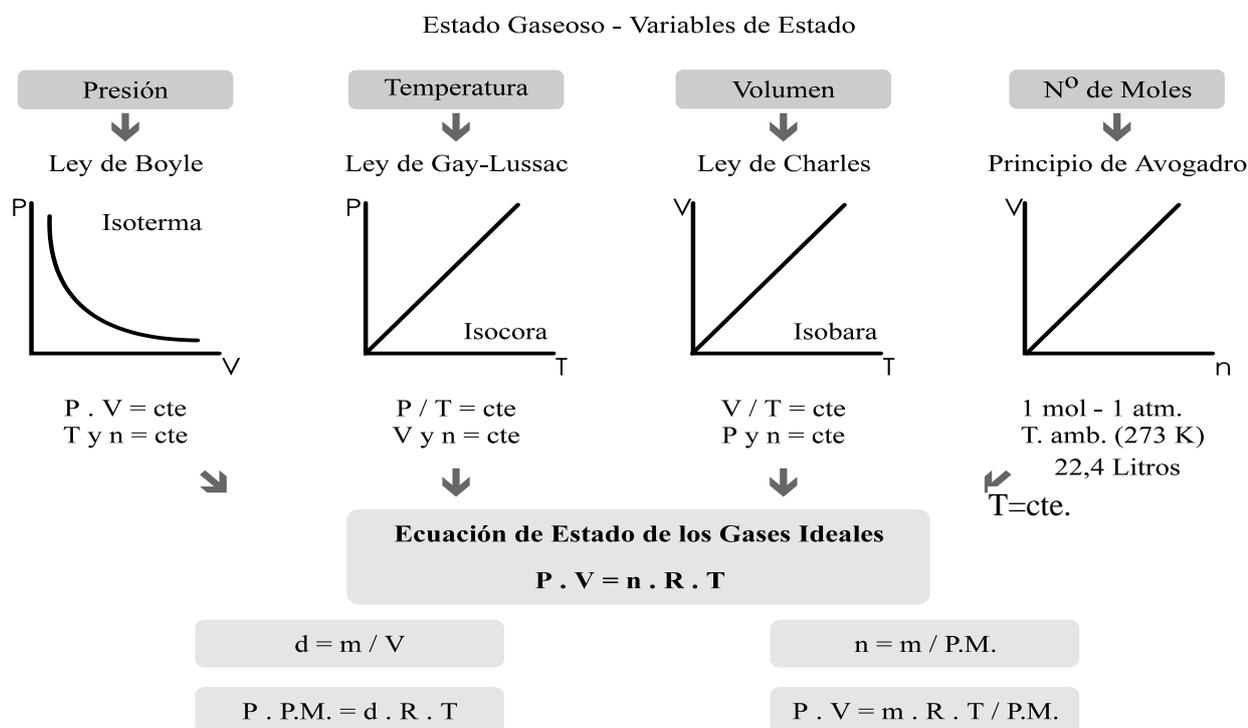
► Actividad 6

1) Lea atentamente el párrafo anterior y utilice el modelo de gas ideal para explicar lo que ocurre a nivel microscópico en cada una de las leyes de los gases. Consulte luego sus conclusiones con el docente.

2) Analice los tres bloques de la siguiente figura, relaciónelas con las leyes aprendidas y con las figuras anteriores.



A continuación, se resumen las leyes que definen la ecuación de estado de los gases ideales:



¿Qué especies son gaseosas?

A la presión y temperatura en las que nos encontramos en la Tierra, las especies homonucleares (formadas por un único tipo de átomo) que se encuentran en estado gaseoso pertenecen principalmente a tres conjuntos:

- Elementos del Grupo 18 o gases nobles (He, Ne, Ar, Kr,...)
- Elementos del Grupo 17 o halógenos (F, Cl, Br, I)

- Algunos elementos no metálicos de bajo peso atómico (H, N, O).

Una particularidad es que las moléculas que forman los átomos de dos últimos conjuntos son diatómicas, es decir, están formadas por dos átomos iguales. Así, cuando hablamos que el aire está compuesto principalmente por nitrógeno y oxígeno, lo que estamos diciendo es que está compuesto por N_2 y O_2 . Igualmente, el gas cloro, muy tóxico, es el Cl_2 . Sin embargo, el gas helio, utilizado para inflar globos, es simplemente el He.

Existe un gran número de otras especies heteronucleares (formadas por dos o más tipos de átomos) que son gases, por ejemplo, metano (CH_4) o dióxido de carbono (CO_2).

Cálculo de la masa molar de un gas

¿Cómo calcularía la masa molar de un gas utilizando la ecuación de estado de los gases ideales? En un primer paso, repasaremos algunos conceptos desarrollados en las unidades anteriores.

Dada la ecuación de estado de los gases ideales:

$$P V = n R T$$

y considerando que:

$$\delta = m / V$$

$$PM = m / n$$

Reemplazando y operando sobre las ecuaciones anteriores, se obtiene:

$$P PM = \delta R T$$

Entonces, conociendo la densidad de un gas a una determinada temperatura y presión, se puede calcular el valor de la masa molar de dicho gas.

► **Actividad 7**

1) La densidad del fluoruro de nitrosilo, a 0 °C y 1 atm, es igual a 2,19 g/L. Calcule la masa molar de este compuesto.

2) Una masa de 0,360 g de un gas ideal ocupa un volumen de 262 ml, cuando se lo mide a 25° C y 1,2 atm de presión. Calcule la masa molecular del gas ideal.

3) Calcule la densidad del metano (CH₄) a una temperatura igual a 400 K y 0,5 atm de presión.

Transformaciones de gases

Cuando tenemos un sistema gaseoso, éste puede sufrir cambios en sus variables de estado y, como ya vimos, una transformación en una variable de estado repercutirá en por lo menos alguna otra. Estas transformaciones pueden ser de las más variadas, por ejemplo, cuando inflamos un globo (o cuando lo desinflamos), cuando cocinamos en una olla a presión, etc. ¿Conoce algún otro ejemplo de transformación de un sistema gaseoso?

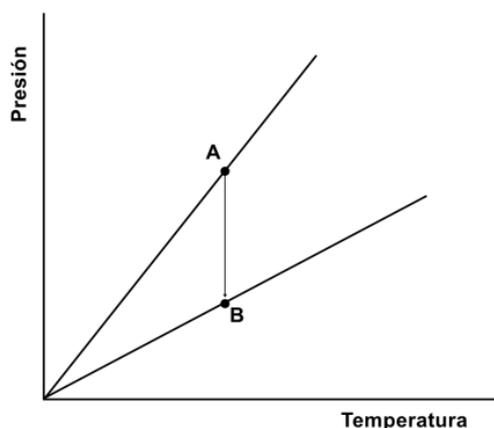
.....

.....

.....

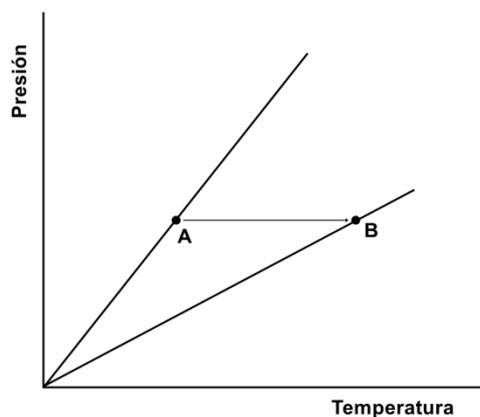
Estas transformaciones suelen estar representadas en sistemas de coordenadas. A continuación, se presentan algunos ejemplos:

Transformación 1



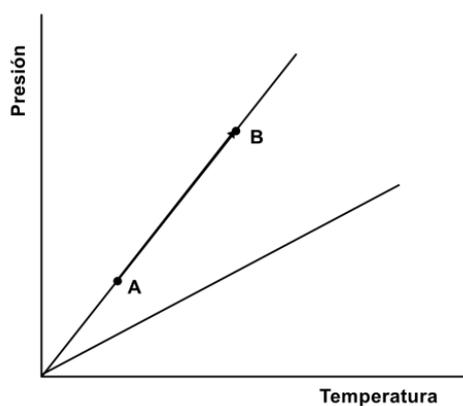
Como podemos observar en esta transformación (de un estado A a un estado B), la temperatura se mantiene constante, mientras que la presión disminuye. Si suponemos que la cantidad de materia permanece constante, entonces la variable de estado que responde al cambio de presión debe ser el volumen. Este tipo de transformación es una isoterma.

Transformación 2



El ejemplo de la transformación 2, nos muestra que la presión se mantiene constante, mientras que la temperatura aumenta. Si suponemos que la cantidad de materia permanece constante, entonces la variable de estado que responde al cambio de temperatura debe ser el volumen. Estamos en presencia de una transformación isobárica.

Transformación 3



El caso de la transformación 3 manifiesta una variación tanto de la presión como de la temperatura. En este caso, el volumen permanece constante, por lo que tenemos una transformación isocórica.

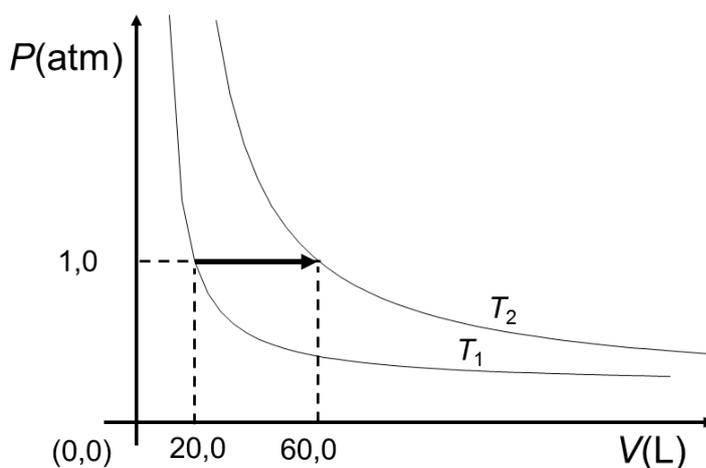
► **Actividad 8**

1) Grafique la transformación de la Actividad 1 en un sistema de coordenadas P vs V y luego en un sistema P vs $1/V$.

2) Grafique la transformación de la Actividad 2 en un sistema de coordenadas V vs. T y luego en un sistema P vs. T .

3) Grafique la transformación de la Actividad 3 en un sistema de coordenadas P vs. T y luego en un sistema V vs. T .

4) Dado el siguiente gráfico que representa la transformación que experimenta 1,00 mol de gas:



se afirma que:

- a) T_1 es el triple de T_2 , ambas expresadas en grados centígrados.
- b) T_1 es un tercio de T_2 , ambas expresadas en grados centígrados.
- c) T_1 es el triple de T_2 , ambas expresadas en kelvin.
- d) T_1 es un tercio de T_2 , ambas expresadas en kelvin.

Problemas de aplicación

1) Un gas que inicialmente se encuentra a $60,0\text{ }^\circ\text{C}$ y 744 mmHg es comprimido isotérmicamente alcanzando un volumen igual a $\frac{2}{3}$ del volumen inicial. ¿Cuál es la presión final? Realice un gráfico que represente dicha transformación.

2) Calcule a que altura explotará un globo aerostático que es liberado desde el suelo, 1 atm de presión, si solo es capaz de expandirse hasta $1,50$ veces el volumen. Suponga que la presión atmosférica desciende $20,0\text{ mmHg}$ cada 200 metros de altura y que la temperatura se mantiene constante.

3) Una muestra de etano, C_2H_6 , ocupa 316 mL a $8,00\text{ }^\circ C$. ¿A qué temperatura en $^\circ C$ sería preciso calentarla para que ocupara 485 mL a la misma presión? Grafique el proceso.

4) Una muestra de etano, C_2H_6 , ocupa 316 mL a 211,15 K. ¿A qué temperatura en K sería preciso calentarla para que ocupara 485 mL a la misma presión?

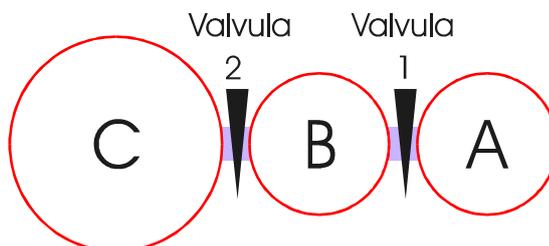
5) Las bombas de vacío comunes pueden reducir la presión hasta 10^{-3} torr. Calcule el número de partículas gaseosas que habría en un volumen de 500 mL a esa presión y $20,0\text{ }^\circ C$.

6) Se tienen 3 balones conectados mediante un sistema de válvulas. Inicialmente el balón A contiene Cl_2 en estado gaseoso el cual ejerce una presión de 1,20 atm; el balón B está vacío y el balón C contiene He en estado gaseoso a una presión de 0,600 atm. $V_A = V_B = 2,00\text{ L}$ y $V_C = 4,00\text{ L}$. Todo el sistema está termostatizado a 290 K.

a) ¿Qué presión ejercerá el Cl_2 si se abre la válvula 1? (desprecie el volumen del sistema conector).

b) Cuando se abre la válvula 2, ambos gases se mezclan; ¿cuál será la presión final del sistema?

c) Si posteriormente se aumenta la temperatura del baño a 320 K, ¿cuál es la nueva presión del sistema?



7) Un globo climático lleno de He tiene un diámetro de 24,0 pies. ¿Cuál es el número de moles de He se requieren para inflar este globo a una presión de 745 torr a $21,0\text{ }^\circ C$? ($1\text{ pies}^3 = 28,3\text{ L}$)
Volumen de la esfera = $\frac{4}{3} \pi r^3$.

8) Indique cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera o falsa y porqué. Suponga que hay presión constante en cada caso.

a) Si se calienta una muestra de gas de $100\text{ }^\circ C$ a $200\text{ }^\circ C$ el volumen se duplica.

b) Si se calienta una muestra de gas de $0,00\text{ }^\circ C$ a $273\text{ }^\circ C$ el volumen se duplica.

c) Si se enfría una muestra de gas de $1273\text{ }^\circ C$ a $500\text{ }^\circ C$ el volumen disminuye por un factor de 2.

d) Si se enfría una muestra de gas de $1000\text{ }^\circ C$ a $200\text{ }^\circ C$ el volumen disminuye por un factor de 5.

e) Si se calienta una muestra de gas de $473\text{ }^\circ C$ a $1219\text{ }^\circ C$ el volumen se incrementa en un factor de 2.

9) Un tanque puede contener gas con seguridad hasta una presión de 36,2 atm. Cuando el tanque contiene 1,29 mol de N_2 a 25,0 °C el gas ejerce una presión de 12,7 atm. ¿Cuál es la máxima temperatura a la que puede calentarse el gas sin que haya peligro de explosión?

10) En un día en que la temperatura es de 278 K, se mide la presión del neumático de un automóvil y se obtiene el valor de 28,0 psi (libras por pulgadas, 14,7 psi = 1 atm). A las velocidades que se alcanzan circulando por una autopista, la temperatura del neumático alcanza 52,0 °C. Si el volumen del neumático es constante, ¿cuál será su nueva presión?

11) Una muestra de N_2 para uso medicinal en estado gaseoso se encuentra en un recipiente de 2,00 L cuyo extremo consta de un émbolo. Si inicialmente se encuentra a 25,0 °C y 2,00 atm de presión calcule los siguientes pasos consecutivos:

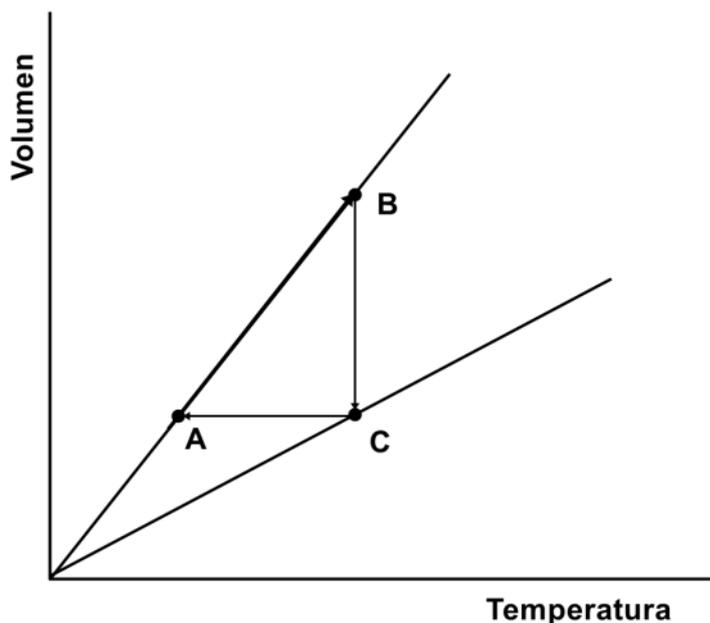
a) la presión si se disminuye la temperatura a 273 K a volumen constante.

b) la presión si se eleva el émbolo, isotérmicamente, de manera que el nuevo volumen es 2,8 L.

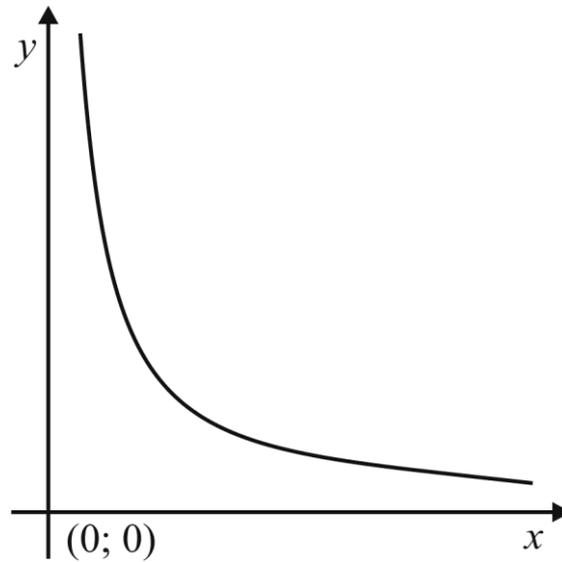
c) la temperatura si se aumenta la presión a 1,5 atm a volumen constante.

12) Calcule el volumen final del pulmón de un buzo que inhaló 250 mL de aire a una profundidad en la que la presión es 3,40 atm si asciende hasta la superficie. Suponga que la temperatura se mantiene constante.

13) Indique qué variables de estado aumentan, disminuyen o permanecen constantes para cada una de las tres transformaciones (A-B; B-C; y C-A). Suponga un sistema cerrado.



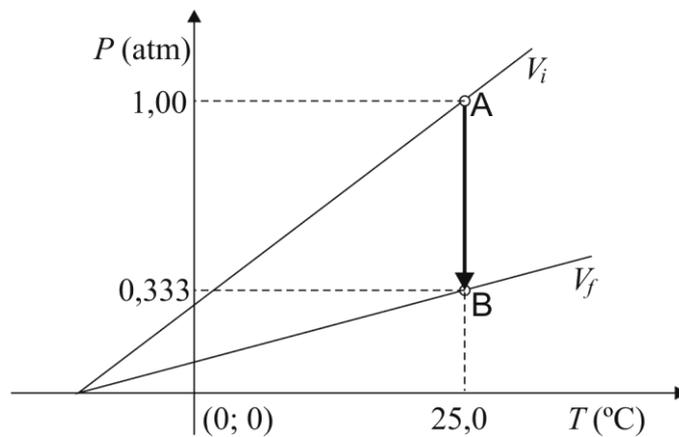
15) Considere el siguiente gráfico correspondiente al comportamiento de un gas:



Se afirma que la relación de variables que puede representar es:

- a) n vs T , con V y P constantes.
- b) P vs T , con n y V constantes.
- c) n vs V , con T y P constantes.
- d) V vs T , con n y P constantes.

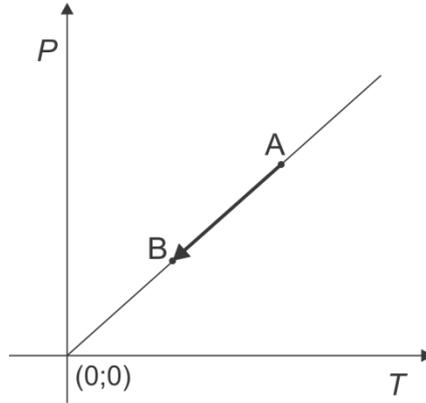
16) Dos moles de un gas sufren una expansión isotérmica del estado A al estado B, como se representa en la siguiente gráfica:



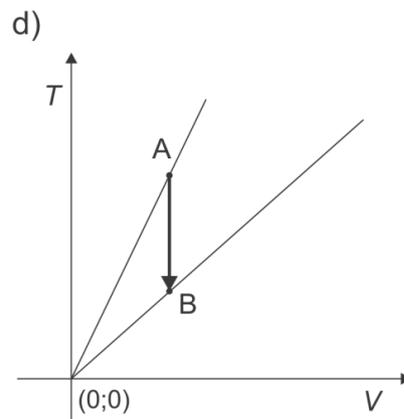
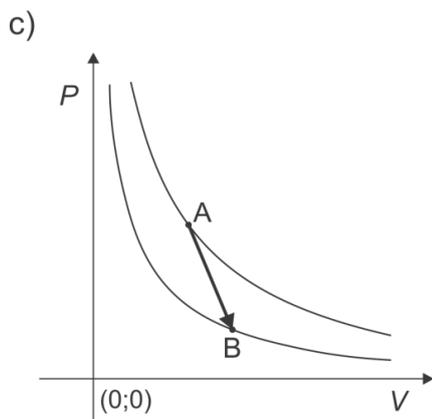
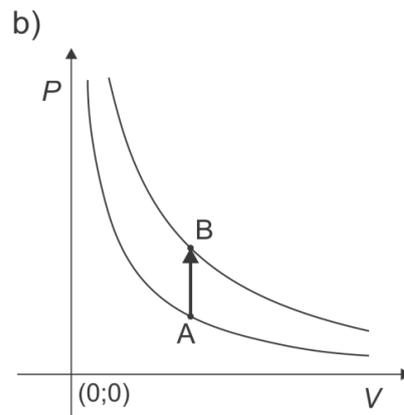
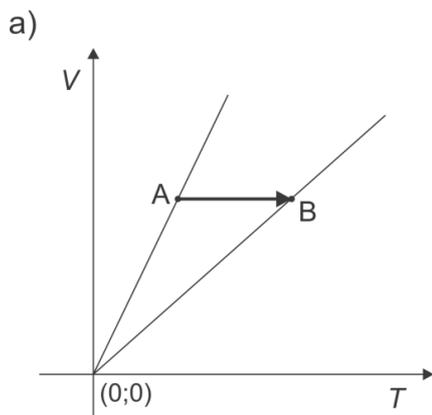
se afirma que la relación entre sus volúmenes (V_f / V_i) es igual a:

- a) 2,00
- b) 0,333
- c) 1,00
- d) 3,00

14) Dos moles de un gas sufren la siguiente transformación, desde el estado A hasta el estado B:



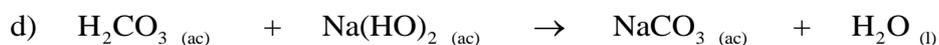
Se afirma que dicha transformación queda correctamente representada en el gráfico:



Contenido

EVOLUCIÓN TEMPORAL DEL CONCEPTO DEL ESTADO GASEOSO	167
<i>Boyle: un químico escéptico</i>	167
<i>El "aire" que integra una roca</i>	168
<i>El "aire" en que arden las velas</i>	168
<i>El "aire de fuego" y la síntesis de agua</i>	169
<i>Breve reseña de los años posteriores</i>	170
CONCEPTOS GENERALES SOBRE EL ESTADO GASEOSO	170
CONSIDERACIONES SOBRE LA PRESIÓN DE LOS GASES	172
<i>Descripción y funcionamiento del manómetro</i>	173
LEYES DE LOS GASES	174
<i>Variables de estado</i>	178
<i>Cálculo de la masa molar de un gas</i>	183
TRANSFORMACIONES DE GASES	184
PROBLEMAS DE APLICACIÓN	186

4) Una de las posibles reacciones químicas para la obtención del carbonato de sodio está representada en la siguiente ecuación química:



5) La masa de una molécula de Cl_2O es:

a) 87 g.

b) $8,89 \times 10^{-23}$ g

c) 87 u.m.a.

d) $8,89 \times 10^{-23}$ u.m.a.

6) 2 mol de H_3PO_4 contienen:

a) $18,06 \times 10^{23}$ átomos de hidrógeno.

b) $6,02 \times 10^{23}$ átomos de fósforo.

c) $24,08 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno.

d) $48,16 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno.

7) La fórmula del hidrógeno tetraoxofosfato (V) de hierro (II) es:

a) $\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)$

b) $\text{Fe}_3(\text{HPO}_4)_3$

c) FeHPO_4

d) FeH_3PO_4

► Actividad 2

1) Calcular la masa molecular de los siguientes compuestos:

a) H_2O

b) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$

c) HNO_3

2) Calcular la masa de 3 y de 5 mol de “moléculas” de:

a) K_2O

b) Fe_2O_3

c) PH_3

3) ¿A cuántos moles de moléculas equivalen las masas de los siguientes compuestos?

a) 5 g de H_2O

b) 10 g de C_6H_6

c) 68 g de HCl

4) ¿Cuántas moléculas hay en la masa indicada de cada compuesto listado en el ejercicio 3?

5) Calcular la composición porcentual de los siguientes compuestos:

a) Al_2O_3

b) $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$

c) NaCl

6) Calcular el porcentaje de calcio en los siguientes compuestos:

a) CaO

b) $\text{Ca}(\text{HO})_2$

c) CaCO_3

7) Al calentar 9,7 g de un hidrato de sulfato de cobre, $\text{CuSO}_4 \times \text{H}_2\text{O}$, se pierden 3,5 g de H_2O .
¿Cuántos moles de H_2O hay por mol de CuSO_4 en el hidrato?

8) Un alimento granulado, soluble instantáneo con gusto a cacao, se presenta fortificado con hierro y vitaminas, de acuerdo a la siguiente composición por cada 100,000 g de este alimento:

Vitamina B1 5,2 mg

Vitamina B2 4,0 mg

Vitamina B6 5,0 mg

Vitamina PP 45 mg

Hierro 23 mg

La siguiente tabla consigna las dosis diarias recomendadas por la FAO/OMS para los niños:

Vitamina B1 1,4 mg

Vitamina B2 1,6 mg

Vitamina B6 2,0 mg

Vitamina PP 18 mg

Hierro 14 mg

¿Qué porcentaje de estas necesidades quedarían cubiertas al ingerir 25,000 g de este alimento?

Introducción

Usted ya conoce que la materia está formada por átomos, moléculas e iones. También sabe que las especies químicas modifican su estructura química en una transformación química.

En esta parte de la guía queremos introducirlo en la problemática de la dinámica química, es decir, el cambio químico.

Estos cambios fueron observados durante mucho tiempo sin poder ser interpretados. Dichos fenómenos fueron advertidos por los griegos, los alquimistas y los químicos experimentalistas del siglo XIX, quienes fueron generando, acumulando y estructurando la información y el conocimiento para la interpretación de los cambios químicos y de las propiedades químicas de las sustancias.

Algunas de las preguntas que surgen cuando dos o más sustancias han sido mezcladas y reaccionan químicamente son:

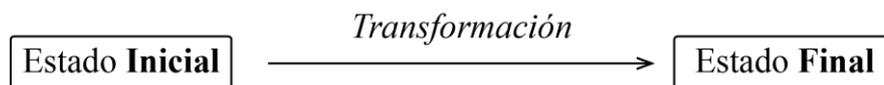
- ¿Qué cambios químicos observables desde lo macroscópico tuvieron estas sustancias?
- ¿Qué cambios químicos observables desde lo microscópico tuvieron estas sustancias?
- ¿Qué cantidades de cada una de las sustancias están involucradas en ese cambio?
- ¿Tenemos capacidad para predecir los cambios químicos y dar respuesta a estos interrogantes?
-

Cuando hemos analizado modelos de construcción del conocimiento científico en sistemas químicos, hemos comentado que, para la resolución de problemas, no existe un único camino predeterminado que necesariamente deba ser seguido como si fuera un dogma. El estudio de las transformaciones químicas contribuyó al esclarecimiento de la teoría atómica y de las leyes de combinación de la química, posibilitando la predicción de las cantidades de sustancias que toman parte del cambio químico.

Analicemos algunas experiencias de la vida diaria: supongamos que tenemos un encendedor que utiliza gas propano (C_3H_8) como combustible. Cuando producimos la chispa del mismo, observaremos la combustión del gas que, en presencia del oxígeno del aire (O_2) como comburente, producirá principalmente dos compuestos químicos: dióxido de carbono y agua.

Revea los conceptos de transformación y fenómeno químico desarrollados en la Unidad Temática: La Materia.

En el párrafo anterior hemos relatado un proceso de cambio químico o simplemente, una transformación química. Toda transformación tiene asociado un estado inicial, un estado final y condiciones específicas de reacción para que se produzca dicha transformación.



Las sustancias químicas que van a ser transformadas constituyen el estado inicial del sistema y se denominan **reactantes**. Las sustancias formadas se llaman **productos** y corresponden al estado final del sistema.

¿Cómo expresaría toda la información de una dada experiencia química en forma clara, precisa y de rápida comprensión para el observador?

.....

Es posible que Ud. tenga la respuesta. Veamos si hemos coincidido.

La representación simbólica de una transformación se obtiene mediante una ecuación química, en la cual un conjunto de símbolos y fórmulas representan los cambios

Cuando se describe un experimento químico, se especifican los nombres de las sustancias químicas, el estado de agregación en que se encuentran (sólido, líquido o gas) o acuoso, si son compuestos disueltos en agua, las condiciones de reacción, las modificaciones observadas, es decir, el conjunto de símbolos que permiten deducir o inferir la naturaleza de los productos formados.

Antoine Lavoisier, quien puede ser considerado el padre de la química moderna, estableció en 1785 una ley relacionada con la conservación de la masa:

En un sistema aislado, la masa total en el sistema durante una reacción química permanece constante. Es decir, la masa consumida de los reactivos es igual a la de los productos obtenidos

En otras palabras

Nada se pierde, todo se transforma

Entonces, de acuerdo a la Ley de conservación de la masa, las ecuaciones químicas deben estar **“balanceadas”**, es decir, la cantidad de materia deber ser igual a cada lado de la ecuación.

► Actividad 3

1) Teniendo en cuenta las discusiones previas, explique la diferencia entre transformación química, fenómeno químico, reacción química y ecuación química.

.....

.....

2) Lea las siguientes afirmaciones. Justifique aquellas que considere verdaderas, y a aquellas que considere falsas, rescríbalas correctamente justificando su respuesta.

a) Una transformación química es siempre un fenómeno químico.

.....

b) Todo fenómeno químico es siempre una transformación química.

.....

c) Todo fenómeno químico tiene una reacción química asociada, aunque puede suceder que no siempre se conozca la ecuación química que la representa.

.....

d) Una ecuación química es la representación simbólica de una transformación, fenómeno o reacción química, de la cual se conocen las fórmulas moleculares que le dan identidad a los compuestos químicos que participan.

.....

e) Una transformación química puede tener un fenómeno químico asociado y tener una ecuación química conocida.

.....

f) No toda reacción química está asociada a una ecuación química conocida.

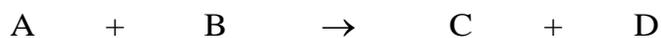
.....

3) Confronte sus respuestas con la de sus compañeros y analice las dudas con el docente.

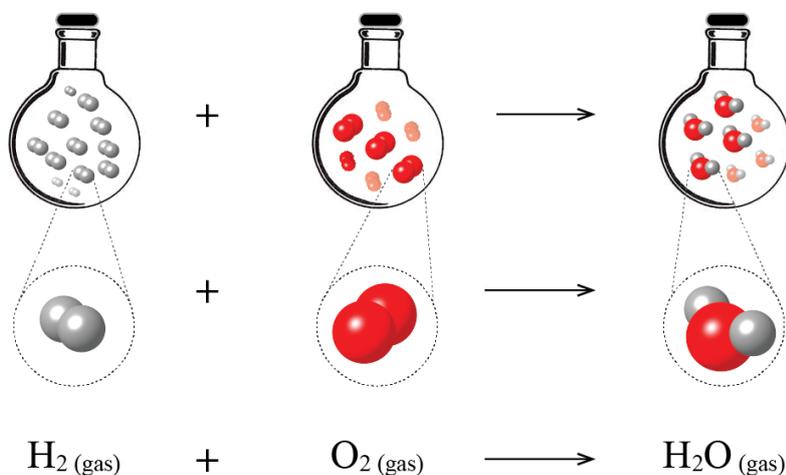
Las ecuaciones químicas y su significado

En toda reacción química podemos diferenciar las sustancias que se modifican, llamadas reactantes, de las que se originan llamadas productos.

Una ecuación química es la representación simbólica convencional de una reacción química. Esta consta de dos miembros separados por una flecha que indica el sentido de la reacción. Tanto los reactantes como los productos se representan mediante las fórmulas respectivas. Una representación generalizada es la siguiente:



A modo de ejemplo presentamos la obtención de agua a partir de hidrógeno y oxígeno molecular:



Le presentamos dos sistemas de representación simbólica diferentes: en el primer dibujo tenemos moléculas de hidrógeno y de oxígeno que las representamos como esferas rígidas unidas por un resorte. Las moléculas de agua las representamos con dos esferas rígidas unidas a otra esfera rígida de mayor tamaño. Finalmente, construimos la ecuación con los símbolos químicos correspondientes.

Luego de observar la ecuación química que representa la obtención de agua, ¿puede observar y/o deducir si se cumple la Ley de conservación de la masa? SÍ-NO. Explique con sus palabras.

.....

Si aplicamos esta ley a la ecuación química descrita, observamos que existen dos átomos de oxígeno del lado de los reactantes y solo uno forma parte de la molécula de agua producto. Esto significa que la ecuación química está incompleta, pues no obedece la ley de conservación de la masa.

► **Actividad 4**

¿Cómo podemos solucionar este último problema, de modo que reaccione todo el hidrógeno y el oxígeno molecular disponible?

1) Elija la opción que le permita solucionar este problema aplicando el principio de Avogadro – Ampere que sostiene lo siguiente: Volúmenes iguales de gases diferentes contienen igual número de moléculas cuando son medidos en iguales condiciones de presión y temperatura.

a) Manteniendo constante el volumen y la cantidad de moles de oxígeno molecular, disminuimos a la mitad el volumen y los moles de hidrógeno molecular, y se formará igual volumen y cantidad de moles de agua que los moles de oxígeno molecular iniciales.

Respuesta: se forman mol de agua. **Es solución del problema:** SÍ-NO.

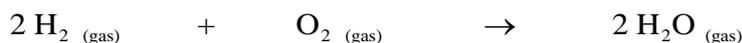
b) Manteniendo constante el volumen y la cantidad de moles de hidrógeno molecular, duplicamos el volumen y la cantidad de moles de oxígeno y se formará igual volumen y cantidad de moles de agua que los moles de hidrógeno molecular iniciales.

Respuesta: se forman mol de agua. **Es solución del problema:** SÍ-NO.

c) Manteniendo constante el volumen y la cantidad de moles de oxígeno molecular, duplicamos el volumen y la cantidad de moles de hidrógeno molecular y se duplica la cantidad de moles de agua.

Respuesta: se forman mol de agua. **Es solución del problema:** SÍ-NO.

Compruebe la validez de la respuesta elegida por Ud. comparando su razonamiento con el siguiente esquema:

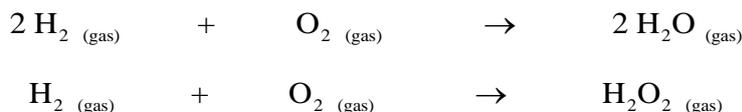


Donde los números que se anteponen a las fórmulas químicas se denominan coeficientes estequiométricos.

Hemos aplicado la Ley de conservación de la masa y podemos comprobar que la ecuación química está balanceada, porque existe el mismo número de átomos de cada elemento a cada lado de la ecuación. Como reactantes tenemos dos moles de moléculas de hidrógeno y un mol de moléculas de oxígeno y como productos tenemos dos moles de moléculas de agua.

Nota: Un error frecuente es modificar las atomicidades de los compuestos químicos que reaccionan y/o que se producen. Es importante aclarar que, en este proceso de balancear una ecuación, las atomicidades en una fórmula química NO PUEDEN SER CAMBIADOS porque modifica la identidad de los reactantes y/o productos. En cambio, debemos destacar que, cuando se modifica un coeficiente de una dada fórmula química no cambia la naturaleza química de la misma.

2) Para demostrar lo anterior, le proponemos que analice las siguientes transformaciones químicas.



Establezca las diferencias entre las dos transformaciones químicas. Responda justificando su respuesta.

- Ambas tienen los mismos reactantes.
- Ambas tienen los mismos productos.
- Ambas tienen iguales coeficientes estequiométricos.
- Ambas tienen iguales atomicidades en la molécula (subíndices) en los reactantes y en los productos.
- Ambos productos tienen las mismas propiedades físicas y químicas.

Balance de masa en ecuaciones químicas

Le proponemos que utilice los siguientes métodos para balancear ecuaciones.

Método iterativo (también conocido como método de prueba y error)

Algunas ecuaciones son fácilmente balanceadas, en cambio otras son un poco más complicadas. Para aplicar este método debemos seguir algunas reglas prácticas:

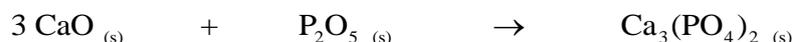
- I) Comenzar con el elemento que sólo aparece una vez en reactantes y en productos.
- II) Dar preferencia al elemento que posee una mayor atomicidad.

Ejemplo 1: Tomemos una ecuación química:



Tenemos calcio y fósforo, que aparecen una sola vez a cada lado de la ecuación.

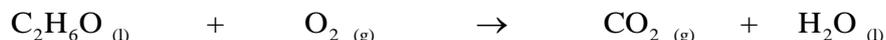
¿Por dónde comenzar? Por la regla II, se debe comenzar por el elemento que tiene mayor atomicidad, en este caso el catión calcio tienen subíndice 3 en el compuesto iónico fosfato de calcio. Por lo tanto, el coeficiente del óxido de calcio debe ser 3.



La ecuación queda balanceada y se verifica que cumple con la ley de conservación de la masa:

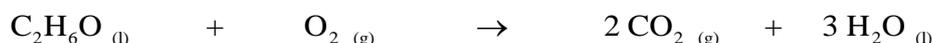
En el estado inicial los reactantes	En el estado final los productos
3 cationes calcio	3 cationes calcio
(3 + 5) “aniones” óxido = 8 “aniones” óxido	8 “aniones” óxido
2 “cationes” fósforo (5+)	2 “cationes” fósforo (5+)

Ejemplo 2: La combustión de etanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, es descrita por la siguiente ecuación química:



¿Cómo se eligen los coeficientes?

De acuerdo con la regla I debemos comenzar por el elemento que aparece una sola vez de cada lado de la ecuación, en este caso tenemos al carbono y al hidrógeno. Por tanto, en el lado derecho, se debe multiplicar la molécula que contiene al carbono por 2 y a la que contiene hidrógeno por 3, para obtener 2 átomos de carbono y 6 átomos de hidrógeno a cada lado de la ecuación.



Para realizar el balance de los átomos de oxígeno, reconocemos que desde los productos tenemos 4 átomos de oxígeno del CO_2 y 3 átomos de oxígeno de las moléculas del agua. En total tenemos 7 átomos de oxígeno del lado de los productos y sólo 3 del lado de los reactantes, 1 átomo de oxígeno del $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ y 2 átomos del oxígeno molecular. Por lo tanto, debemos multiplicar por 3 a la molécula de O_2 en reactantes.

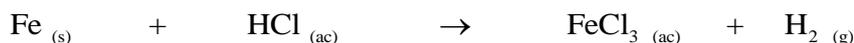
De esta manera la ecuación química queda balanceada.



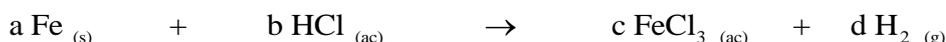
Método algebraico

Como ya lo expresamos existen ecuaciones químicas cuyo proceso de balanceo es obvio a simple vista. Sin embargo, hay otras que no son tan evidentes, es más complicado determinar los coeficientes. Por lo tanto, es importante disponer de un método estructurado desde los conceptos aprendidos en sistemas de ecuaciones que facilite al estudiante, el proceso de igualación de ecuaciones complejas. Esta herramienta es conocida como método algebraico. A continuación, le presentamos algunos ejemplos desarrollados para que los alumnos lo resuelvan, verifiquen su utilidad y reconozcan en qué casos pueden aplicarlo.

Ejemplo 1: se procede en varias etapas:



1) A cada sustancia se le asigna una letra que corresponde al coeficiente desconocido:



Se iguala el número de átomos de cada elemento presente en cada miembro de la ecuación. Para el hierro se tienen **a** átomos en el primer miembro y **c** átomos en el segundo, por lo tanto:

$$a = c$$

Para el hidrógeno se tienen **b** átomos en reactivos y **2d** átomos en productos, por lo tanto:

$$b = 2d$$

Para el cloro se tienen **b** átomos en el primer miembro y **3c** átomos en productos, por lo tanto:

$$b = 3c$$

Como se tienen 3 ecuaciones con cuatro incógnitas, se establece que uno de los coeficientes adopte un valor arbitrario. Por ejemplo, **a = 1**. Reemplazando:

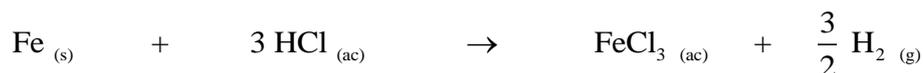
$$c = 1$$

$$b = 3c \Rightarrow b = 3$$

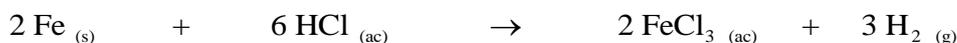
$$b = 2d \Rightarrow d = b/2$$

$$d = 3/2$$

Si reemplazamos en la ecuación los valores obtenidos para **a, b, c** y **d**.



Con el fin de obtener coeficientes enteros, multiplicamos cada uno de ellos por 2, quedando entonces:



Considerando que $c \in \mathbb{Q}$ tenemos infinitas soluciones. Normalmente se trabaja con el conjunto de números enteros más pequeños.

Ejemplo 2:

$$\text{Mn: } a = c$$

$$\text{O: } 2a = e$$

$$\text{H: } b = 2e$$

$$\text{Cl: } b = 2c + 2d$$

Si asignamos $b = 1$, tendremos...

$$\text{Mn: } a = c$$

$$\text{O: } 2a = e$$

$$\text{H: } 1 = 2e$$

$$\text{Cl: } 1 = 2c + 2d$$

Por lo tanto...

$$\text{H: } b = 2e \quad \Rightarrow \quad e = \frac{1}{2}$$

$$\text{O: } a = e/2 \quad \Rightarrow \quad a = \frac{1}{4}$$

$$\text{Mn: } a = c \quad \Rightarrow \quad c = \frac{1}{4}$$

$$\text{Cl: } 1 = 2c + 2d \quad \Rightarrow \quad d = \frac{1}{4}$$

Para obtener coeficientes enteros multiplicamos cada uno de ellos por cuatro...

$$a = 1 \quad b = 4 \quad c = 1 \quad d = 1 \quad e = 2$$

Por lo tanto, la ecuación balanceada es:



Sólo le resta a Ud. verificar el balance de masa en ambos miembros.

Por convención, son los químicos quienes deciden si los coeficientes deben ser presentados con números enteros o fraccionarios en la ecuación química. Para facilitar la lectura de las ecuaciones balanceadas y uniformar los criterios, se acostumbra emplear los coeficientes enteros mínimos.

Una ecuación química balanceada contiene los coeficientes estequiométricos delante de las fórmulas de los reactantes y productos, tal que el número de átomos de cada especie en el estado inicial y final sea el mismo

► **Actividad 5**

Balancear las siguientes ecuaciones químicas:

- a) $\text{Fe}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{FeO}_{(s)}$
- b) $\text{Fe}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$
- c) $\text{Cu}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{Cu}_2\text{O}_{(s)}$
- d) $\text{S}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{SO}_{2(g)}$
- e) $\text{Cl}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_{5(g)}$
- f) $\text{Mn}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{MnO}_{3(s)}$
- g) $\text{I}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{I}_2\text{O}_{7(g)}$
- h) $\text{FeO}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{Fe}(\text{HO})_{2(ac)}$
- i) $\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{Fe}(\text{HO})_{3(ac)}$
- j) $\text{Li}_2\text{O}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{Li}(\text{HO})_{(ac)}$
- k) $\text{Cl}_2\text{O}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{HClO}_{(ac)}$
- l) $\text{Cl}_2\text{O}_{3(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{HClO}_{2(ac)}$
- ll) $\text{Cl}_2\text{O}_{5(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{HClO}_{3(ac)}$
- m) $\text{Cl}_2\text{O}_{7(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{HClO}_{4(ac)}$
- n) $\text{SO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_{3(ac)}$
- ñ) $\text{SO}_{3(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_{4(ac)}$
- o) $\text{HClO}_{3(ac)} + \text{Na}(\text{HO})_{(ac)} \rightarrow \text{NaClO}_{3(ac)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- p) $\text{HNO}_{3(ac)} + \text{Ca}(\text{HO})_{2(ac)} \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_{2(ac)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- q) $\text{H}_2\text{CO}_{3(ac)} + \text{Na}(\text{HO})_{(ac)} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_{3(ac)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- r) $\text{NO}_{(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow \text{NOCl}_{(g)}$
- s) $\text{KClO}_{3(s)} \rightarrow \text{KCl}_{(s)} + \text{O}_{2(g)}$
- t) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7(s) \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3(s) + \text{N}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- u) $\text{C}_4\text{H}_{10(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

Recomendaciones: En los casos que el problema, el ejercicio o la situación problematizada tengan información explícita relacionada con las condiciones adecuadas para que la transformación química ocurra, es importante que en las ecuaciones químicas se indiquen:

- Las condiciones de reacción (presión, temperatura, tiempo de reacción, solvente, etc.)
- Los estados de agregación o la disolución de especies en agua, de los reactantes y productos, adoptándose la siguiente representación:

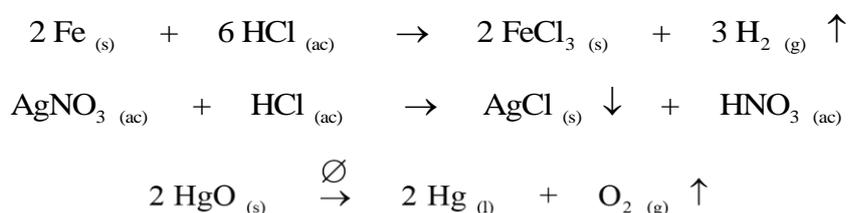
(s) indica sólido

(l) indica líquido

(g) indica gas

(ac) indica especie en solución acuosa

La formación de un precipitado se indica con la flecha ↓ o de un precipitado coloidal con (col) y en un sistema abierto el desprendimiento de un gas puede indicarse con una flecha ↑.



Esta última ecuación expresa que cuando 2 mol de óxido de mercurio (II) en estado sólido se transforman por la acción del calor (\emptyset) producen (\rightarrow) 2 mol de mercurio líquido y 1 mol de oxígeno gaseoso.

El párrafo anterior también puede ser leído de la siguiente manera:

2 moléculas de óxido producen 2 átomos de y una molécula de

Lea atentamente los dos últimos párrafos y busque semejanzas y diferencias. Escríbalo.

.....

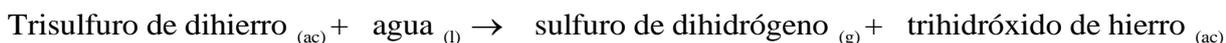
► Actividad 6

1) Dada la siguiente ecuación química:



Determine los coeficientes estequiométricos que la balancean.

2) Para la siguiente reacción.



La opción que contiene la secuencia correcta de coeficientes estequiométricos es:

- a) 6, 2, 3, 1 b) 1, 6, 2, 3 c) 3, 2, 1, 6 d) 1, 6, 3, 2

3) El monóxido de nitrógeno es un gas incoloro que se obtiene en el laboratorio según la siguiente ecuación parcialmente balanceada:



Determine los valores de q, x, w e y que balancean la ecuación química.

► **Actividad 7**

Se tiene un sistema formado por dos balones de vidrio Pirex unidos por una válvula. El primer balón fue evacuado y solo contiene fósforo elemental $[\text{P}_{4(s)}]$, en el segundo balón se introdujo cloro molecular $[\text{Cl}_{2(g)}]$, un gas de color amarillento. Se abre la válvula y al cabo de cierto tiempo se observa la desaparición del sólido y de la coloración de la fase gaseosa, observándose la aparición de un líquido viscoso identificado como cloruro de fósforo (III).

1) Identifique las sustancias químicas indicadas en el texto y escriba las fórmulas químicas de cada

.....

2) Reconozca los reactantes y los productos y sus estados de agregación.

.....

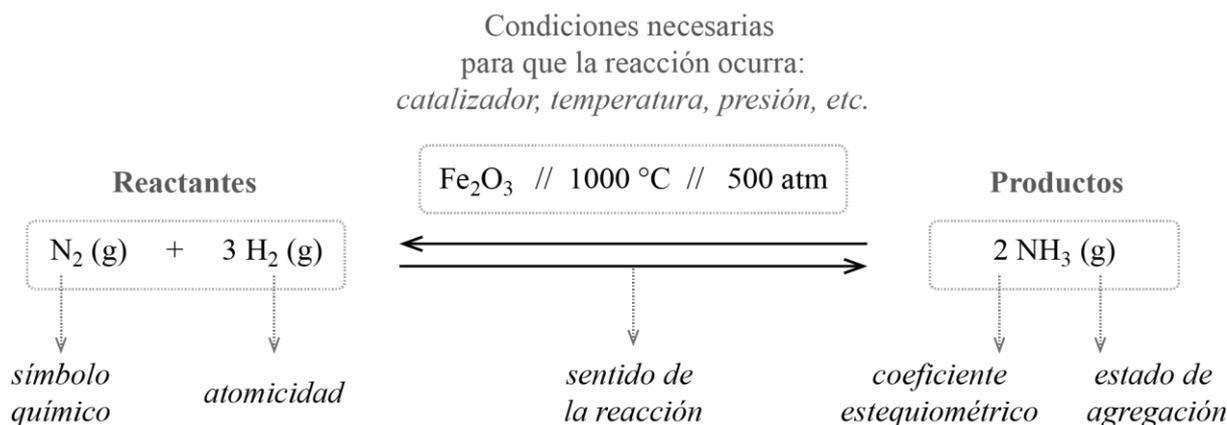
3) Escriba la ecuación química balanceada.

.....

4) Indique cuales son los coeficientes estequiométricos y cuales las atomicidades de cada una de las especies involucradas.

.....

A modo de resumen le presentamos un cuadro que le puede servir de guía para la representación simbólica de una transformación química y que reconocemos como *ecuación química*.

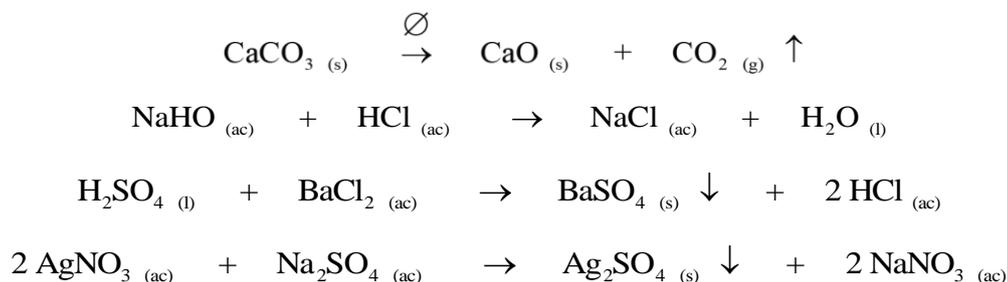


Algunas reacciones químicas de interés en este curso

De acuerdo con los conocimientos construidos hasta este momento, podemos establecer dos grandes categorías de reacciones químicas.

Reacciones químicas que transcurren sin cambio en el número de oxidación de las especies (átomos, iones y/o moléculas)

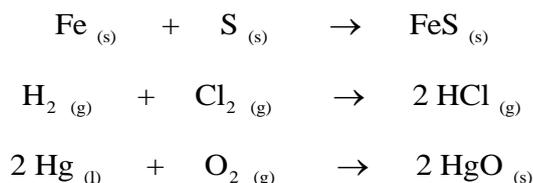
Son aquellas en las que antes de producirse la transformación química y después de la misma todas las especies conservan el mismo número de oxidación. Veamos algunos ejemplos.



Para comprobar la veracidad de lo expresado anteriormente, le proponemos que Ud. verifique los números de oxidación de cada uno de los átomos, a ambos lados de la ecuación.

Reacciones químicas que transcurren con cambio en el número de oxidación de algunas especies

Tenga en cuenta que otras pueden conservar el mismo número de oxidación durante el transcurso de la transformación química. Algunos ejemplos son:

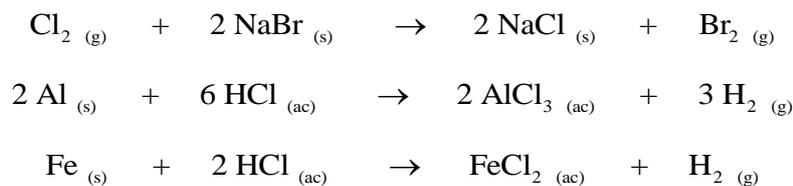


Verifique el cambio del número de oxidación de los átomos en cada caso. Justifique su respuesta.

.....

Estos ejemplos permiten demostrar que dentro de la categoría de reacciones con cambio en el número de oxidación podemos encontrar otras subcategorías, en este caso particular todas son transformaciones que parten de elementos y forman un dado compuesto. Este tipo de transformaciones son conocidas como reacciones de formación o de síntesis del producto en cuestión.

Le proponemos ahora que analice las siguientes reacciones:



Verifique los números de oxidación de los átomos a ambos lados de la ecuación química e indique cuáles son las especies químicas que no lo cambian.

► Actividad 8

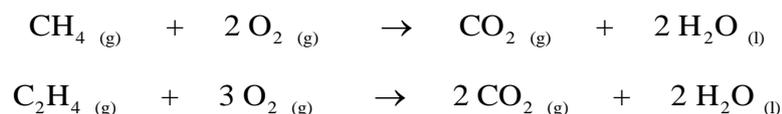
En la introducción de esta guía le presentamos una descripción de lo observable en un encendedor de gas propano. Con toda la información y la construcción del conocimiento que Ud. ha podido realizar le proponemos que relea ese párrafo:

Analícemos algunas experiencias de la vida diaria: supongamos que tenemos un encendedor que utiliza gas propano (C_3H_8) como combustible. Cuando producimos la chispa en el mismo, observaremos la combustión del gas, que en presencia del aire (O_2) como comburente producirá principalmente dos compuestos químicos: dióxido de carbono y agua.

Trate de plantear la ecuación química que lo representa.

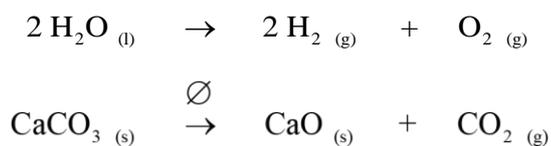
Este tipo de reacciones son denominadas **Reacciones de Combustión** y serán frecuentemente usadas en este curso.

Otros ejemplos de este tipo de reacciones son:



► Actividad 9

Las siguientes reacciones químicas son dos ejemplos de reacciones de descomposición.



Reacciones de descomposición: Este tipo de reacciones ocurren cuando a partir de un único compuesto se obtienen dos o más productos. Algunos compuestos químicos sufren descomposición en presencia de calor (\emptyset), es decir descomposición térmica.

De acuerdo con las categorías definidas anteriormente, se afirma que:

- La descomposición del agua líquida por electrólisis transcurre sin cambio en el número de oxidación.
- La descomposición del agua líquida por electrólisis transcurre con cambio en el número de oxidación.
- La descomposición térmica del carbonato de calcio sólido transcurre sin cambio en el número de oxidación.
- La descomposición térmica del carbonato de calcio sólido transcurre con cambio en el número de oxidación.

Confronte con sus compañeros y/o docente la veracidad o no de cada una de las afirmaciones anteriores.

La cuantificación del cambio químico y sus aplicaciones

La palabra **ESTEQUIOMETRÍA** fue introducida en 1792 por Jeremías Richter para identificar la rama de la ciencia que se ocupa de establecer relaciones funcionales cualitativas y cuantitativas en las transformaciones químicas. Actualmente, el término es utilizado para designar aspectos cuantitativos de la información que se obtiene a partir de las múltiples relaciones entre símbolos, relaciones de combinación, fórmulas, atomicidades, coeficientes y ecuaciones.

Uno de los aspectos más importantes que se presentan al estudiar en detalle las reacciones químicas, es tratar de efectuar relaciones cuantitativas a través de ellas; como, por ejemplo, determinar qué cantidad de un reactante se necesita para obtener una cantidad determinada de un dado producto. Estas relaciones cuantitativas o estequiométricas tienen un conjunto de conocimientos previos necesarios para explicar los conceptos ya estudiados de mol, masa molecular, número de Avogadro, etc.

Preguntas tales como:

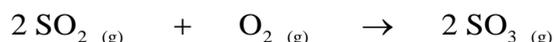
- ¿Qué cantidad de reactante se deberá utilizar para producir una cantidad deseada del producto en condiciones adecuadas?

- ¿Qué cantidad de producto se podrá preparar en el laboratorio cuando se dispone de una cantidad limitada de uno de los reactantes?
- ¿Qué sucederá si en un sistema de dos reactantes uno está en exceso con respecto al otro?

Son algunos de los interrogantes que tendrán respuesta a través de la información derivada de las ecuaciones químicas balanceadas y de los conceptos químicos que ha elaborado a lo largo de este curso.

La estequiometría es una herramienta indispensable para iniciación del estudio de los principios y leyes de la Química. Problemas tan diversos como, la determinación de la concentración de calcio en una muestra de agua, la de colesterol en una muestra de sangre, la medición de la concentración de óxidos de nitrógeno en la atmósfera y la evaluación de diferentes procesos para convertir el carbón en combustibles, comprenden conceptos teóricos, procedimentales y operacionales de la Aritmética Química o la Estequiometría para su resolución.

A modo de ejemplo analizaremos la siguiente reacción de formación de trióxido de azufre, a partir de dióxido de azufre y oxígeno.



Lea atentamente las afirmaciones completas y verifique el balance de masa.

CADA VEZ QUE...	REACCIONAN CON...	FORMAN...
2 moléculas de SO ₂	1 molécula de O ₂	2 moléculas de SO ₃
2 mol de SO ₂
.....	32 g de O ₂
.....	125 g de SO ₃

Recursos alternativos para resolución de problemas

Recuerde que existen algunas estrategias válidas para la resolución de problemas. A continuación, le presentamos dos formas de resolver un problema de estequiometría, con el grado de avance que Ud. alcance podrá reconocer cual o cuales serán los recursos de resolución con los cuales se identifica y le son más amigables.

Para ello le presentamos la siguiente reacción química:

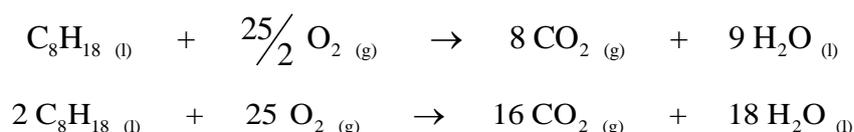
“Supongamos que la nafta está compuesta únicamente por isoootano [C₈H₁₈ (l)] y queremos conocer cuántos gramos de oxígeno reaccionan en la combustión de 100g de isoootano”.

Esquema operacional 1:

- 1) Escriba la ecuación química y establezca el balance de masa.

- 2) Coloque el estado de agregación de los reactantes y productos, si dispone de dicha información, en caso contrario consulte con su docente.
- 3) Convierta la información suministrada en unidades físicas (ej. gramos) en una unidad química adecuada (por ejemplo, en moles, moléculas, iones, etc.)
- 4) Plantee las relaciones molares a través de la ecuación química balanceada.
- 5) Convierta los moles a la unidad solicitada gramos, moléculas, volúmenes, etc.

Con las **sugerencias 1 y 2**, escribimos y balanceamos la ecuación química que representa la reacción:



Con la **sugerencia 3**, convertimos los datos a moles:

$$\text{Masa molecular de C}_8\text{H}_{18} = 114,2 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{Masa molar de C}_8\text{H}_{18} = 114,2 \text{ g}$$

$$\text{Número de moles de C}_8\text{H}_{18} \text{ en } 100 \text{ g} = 0,8757 \text{ mol}$$

Con la **sugerencia 4**, obtenemos la relación molar entre los reactantes y productos de la ecuación química balanceada, y sabemos que 2 mol de C_8H_{18} reaccionan con 25 mol de O_2 .

$$\text{Relación estequiométrica: } \frac{2 \text{ moles de C}_8\text{H}_{18}}{25 \text{ moles de O}_2} = \frac{0,8757 \text{ moles de C}_8\text{H}_{18}}{x \text{ moles de O}_2}$$

$$x \text{ moles de O}_2 = 10,95 \text{ moles de O}_2$$

Con la **sugerencia 5**, convertimos los moles totales de O_2 en gramos de O_2 , tal como lo pide el enunciado del problema.

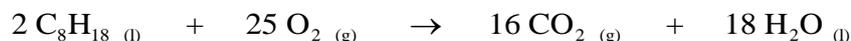
$$\frac{1 \text{ mol de O}_2}{32 \text{ g de O}_2} = \frac{10,95 \text{ moles de O}_2}{x \text{ g de O}_2} \quad x = 350,4 \text{ g de O}_2$$

Esquema Operacional 2:

- 1) Escriba la ecuación química y establezca el balance de masa.
- 2) Coloque el estado de agregación de los reactantes y productos, si dispone de dicha información, en caso contrario consulte con su docente.
- 3) Identifique en la ecuación química, los datos y la incógnita del problema.

- 4) Plantee las relaciones molares en gramos, en moléculas, en volúmenes, etc., de acuerdo a los datos y las incógnitas del problema.

Las **sugerencias 1 y 2** son iguales en ambos esquemas operacionales. Con la **sugerencia 3**, identificamos en la ecuación química balanceada, datos e incógnitas:



Datos del problema: 100 g de combustible

Identificación de la incógnita: gramos de oxígeno molecular consumido por 100 g de combustible.

Con la **sugerencia 4**, obtenemos las relaciones en gramos según la ecuación química balanceada, los datos y las incógnitas del problema.

Masa molecular de C_8H_{18} = 114,2 u.m.a.

Masa molar de C_8H_{18} = 114,2 g

Masa molar de O_2 = 32 g

$$\frac{2 \text{ moles} \times 114,2 \text{ g/mol de } \text{C}_8\text{H}_{18}}{100 \text{ g de } \text{C}_8\text{H}_{18}} = \frac{25 \text{ moles} \times 32 \text{ g/mol de } \text{O}_2}{x \text{ ? g de } \text{O}_2}$$

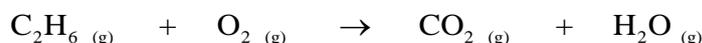
$$x \text{ g de } \text{O}_2 = 350,9 \text{ g de } \text{O}_2$$

Este tipo de problemas son simples para la resolución, a medida que avancemos, el grado de complejidad aumentará y su capacidad de resolución estará sustentada en reconocer las etapas necesarias para dar respuestas a las incógnitas planteadas.

La resolución de problemas de estequiometría es uno de los pilares fundamentales para comprender cuantitativamente el cambio químico y sus aplicaciones a múltiples situaciones de la vida profesional de un químico

► Actividad 10

- 1) Determine los gramos de O_2 que se requieren para reaccionar con 5 mol de C_2H_6 de acuerdo con la siguiente ecuación no balanceada:



2) Calcule el número de moléculas de amoníaco que serán necesarias para convertir 5,30 gramos de tetraoxosulfato (VI) de dihidrógeno en sulfato de amonio.

3) Calcule la masa de ácido clorhídrico necesaria para convertir totalmente 7,32 g de carbonato de calcio en cloruro de calcio acuoso, dióxido de carbono gaseoso y agua (l).

4) Calcule la masa de dióxido de carbono que se formará por la descomposición térmica completa de una tonelada de carbonato de calcio:



Reactivo limitante

Lea atentamente el siguiente ejemplo relacionado con una situación problemática de la vida diaria: Juan necesita 100 tornillos con dos tuercas cada uno. Se dirige a la ferretería y le informan que sólo tienen 80 tornillos y 200 tuercas.

a) Exprese el problema en forma de ecuación, considerando a los tornillos y a las tuercas como reactantes.

.....

b) ¿Cuántos conjuntos de tornillo más tuerca (producto) puede armar?

.....

c) ¿Qué tipo de pieza (reactante) sobró en la ferretería? ¿Qué cantidad?

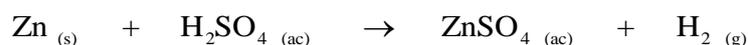
.....

d) ¿Qué tipo de pieza (reactante) faltó? ¿Qué cantidad?

.....

Una situación análoga se produce en una reacción química cuando partimos de masas de reactivos que no cumplen exactamente con la **relación estequiométrica**. Este hecho genera una situación nueva en donde habrá un reactivo limitante y otro en exceso. El **reactivo limitante** es la sustancia que se consume completamente en una reacción y es el que determina o limita la cantidad de producto que se forma.

Veamos cómo proceder para resolver un problema:



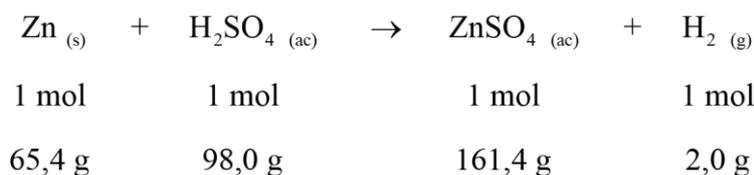
¿Qué sucede si se hacen reaccionar 7,0 g de Zn con 40,0 g de H₂SO₄?

¿Ambas sustancias reaccionan totalmente?

De no ser así, ¿qué sustancia reacciona totalmente y cuántos gramos de la otra permanecen sin reaccionar?

¿Qué masa de $ZnSO_4$ se forma?

De la ecuación química podemos sacar las siguientes relaciones estequiométricas:



Para determinar cuál es el reactivo limitante y cuál está en exceso, hay que comparar la relación molar dada en el problema con la relación estequiométrica de los reactivos:

Número de moles de Zn en el problema	:	$7,00 \text{ g} / 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	=	0,107
Número de moles de H_2SO_4 en el problema	:	$40,0 \text{ g} / 98,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	=	0,408
Relación estequiométrica	:	$n \text{ Zn} / n \text{ H}_2\text{SO}_4$	=	1/1
Relación real del problema	:	$0,107 \text{ Zn} / 0,408 \text{ H}_2\text{SO}_4$	=	0,262
Relación estequiométrica	:	$m \text{ H}_2\text{SO}_4 / m \text{ Zn}$	=	1/1
Relación real del problema	:	$0,408 \text{ H}_2\text{SO}_4 / 0,107 \text{ Zn}$	=	3,813

Comparando la relación estequiométrica (1/1) con las relaciones reales del problema: moles de Zn / moles de H_2SO_4 es menor que 1 y moles de H_2SO_4 / moles de Zn es mayor que 1. Esto indica que el número de moles de **Zn** está en **defecto** y por consiguiente es el **reactivo limitante** mientras que, el **H_2SO_4** está en **exceso**.

El reactivo limitante es el que está en menor proporción molar respecto a la relación estequiométrica

Para saber qué masa de H_2SO_4 está en exceso, hay que realizar el siguiente cálculo: si había inicialmente 0,408 mol de H_2SO_4 y reaccionaron 0,107 mol, permanecen sin reaccionar:

$$0,408 - 0,107 = 0,301 \text{ mol}$$

$$\begin{array}{l}
 \frac{\text{moles de } H_2SO_4}{98,0 \text{ g de } H_2SO_4} = \frac{0,301 \text{ mol de } H_2SO_4}{x} \\
 x = 29,5 \text{ g de } H_2SO_4
 \end{array}$$

Entonces quedan sin reaccionar 29,5 g de H_2SO_4 .

Para saber qué masa de sal se forma, hay que hacer el siguiente razonamiento:

$$\frac{1 \text{ mol de Zn}}{0,107 \text{ mol de Zn}} = \frac{161,4 \text{ g de ZnSO}_4}{x}$$

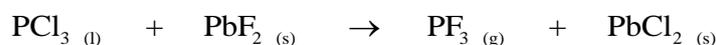
$$x = 17,3 \text{ g de ZnSO}_4$$

De lo anterior podemos concluir que:

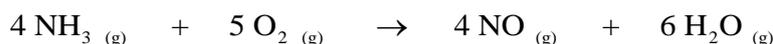
Los cálculos estequiométricos siempre se realizan tomando como referencia el reactivo limitante que al consumirse completamente impide que la reacción química siga transcurriendo

► Actividad 11

1) ¿Cuántos gramos de PbCl_2 pueden ser obtenidos a partir de la mezcla de 27,5g de PCl_3 y de 49 g de PbF_2 ? La ecuación química no balanceada que representa dicha reacción es:



2) Uno de los pasos del proceso comercial para la fabricación del ácido nítrico comprende la oxidación de NH_3 a NO , según la siguiente ecuación balanceada:



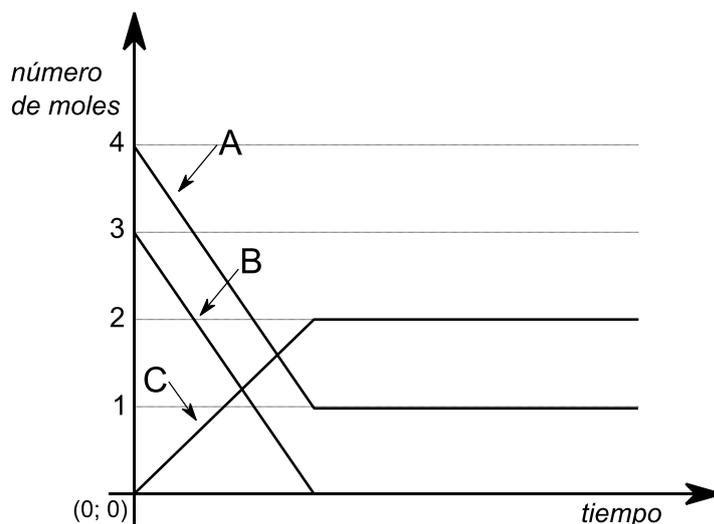
3) Si se hacen reaccionar 16 g de oxígeno con 17 g de amoníaco ¿Cuántos moles de agua y de monóxido de nitrógeno se forman?

► Actividad 12

En un recipiente se colocan 4 mol de A y 3 mol de B, que reaccionan para dar la especie C, de acuerdo a la siguiente ecuación química no balanceada:



El siguiente gráfico muestra cómo cambian las cantidades de A, B y C mientras avanza la reacción en el tiempo:



¿Cuál es estequiometría de la reacción?

Por cada mol de A que reacciona, ¿cuántos moles de B se consumen?

Estequiometría con gases

En esta Unidad se desarrollaron las bases fundamentales de la estequiometría. Como pudo apreciar, en muchos de los ejercicios discutidos, reactivos y/o productos se encuentran en estado gaseoso. El comportamiento de dicho estado de agregación fue estudiado en la Unidad de *Materia*. Por lo tanto, Ud. podrá aplicar las leyes referidas al estado gaseoso en una reacción química, siempre y cuando algunos de los compuestos involucrados se encuentren en dicho estado.

De acuerdo a lo visto anteriormente resuelva el siguiente problema:

Se descomponen por calentamiento 10,6 gramos de CaCO_3 (sólido), formando como productos CaO (sólido) y CO_2 (gaseoso).

a) Plantee la ecuación química balanceada, especificando el estado de agregación de los reactivos y productos.

b) Calcule el número de moles de óxido de calcio que se obtienen.

c) Calcule los mililitros de dióxido de carbono que se obtienen, sabiendo que el gas se recoge a 100°C y 2 atm de presión. (*Ayuda:* Recuerde la ecuación de estado de los gases ideales)

d) Considerando que el volumen del sistema se mantiene constante, calcule la presión de dióxido de carbono si se lo recoge a 200°C . (*Ayuda:* Recuerde la ecuación de estado de los gases ideales)

e) Discuta con su docente el resultado obtenido en los incisos anteriores.

► Actividad 13

1) La glucosa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ se puede quemar para formar dióxido de carbono y agua.

a) Escriba la ecuación balanceada.

b) ¿Qué volumen de O_2 a la temperatura corporal (37°C) y una atm de presión se requiere para oxidar 0,03 mol de glucosa?

c) ¿Qué volumen de CO_2 se producirán en las mismas condiciones?

2) Se hacen reaccionar 17,6 g de sulfuro ferroso puro con la cantidad suficiente de ácido clorhídrico, obteniéndose como productos cloruro de hierro (II) y sulfuro de hidrógeno gaseoso.

a) Plantee la ecuación química balanceada.

b) Calcule el número de moles de ácido clorhídrico que reaccionaron y el volumen en litros de sulfuro de hidrógeno formado en CNPT.

Ejercitación

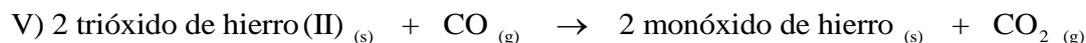
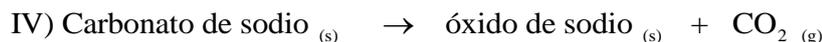
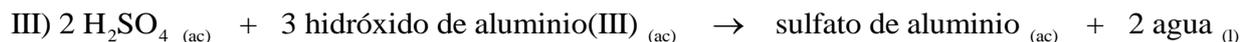
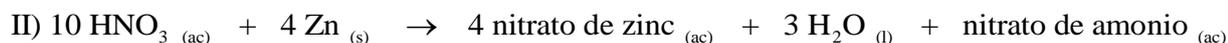
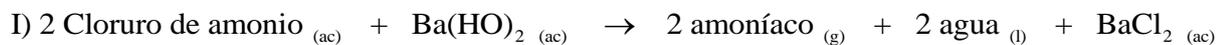
1) Dadas las siguientes ecuaciones químicas:



indique cuáles ocurren con *cambio* en el *estado de oxidación*:

- a) Sólo I b) I y II c) Sólo II d) III y IV

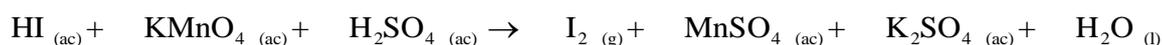
2) Dadas las siguientes ecuaciones químicas:



indique cuáles están correctamente balanceadas:

- a) I, II y IV b) Todas c) I y II d) III, IV y V

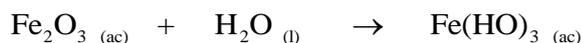
3) Dada la siguiente ecuación química no balanceada:



los *moles* de ácido iodhídrico y los *gramos* de permanganato de potasio que se necesitan para producir 2,20 mol de iodo son:

- a) 2,20; 139 b) 4,40; 695 c) 4,40; 139 d) 2,20; 695

4) Dada la siguiente ecuación química, que representa la reacción química para la obtención de hidróxido férrico:



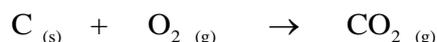
- a) Equilibrar la ecuación
 b) Calcular los gramos de cada una de las sustancias que participan de la reacción, según la relación estequiométrica.
 c) ¿Cuántos gramos de Fe_2O_3 y H_2O se necesitan para obtener 180 g de Fe(OH)_3 ?

5) Todas las piezas de hierro oxidadas contienen un compuesto químico $\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s})$, óxido de hierro (II) y (III), el cual forma el llamado *herrumbre*. Para recuperar el hierro de esos materiales, se los trata con hidrógeno, $\text{H}_2(\text{g})$, a altas temperaturas, según la siguiente reacción:



¿Cuántos gramos de hidrógeno son necesarios para producir 100,0 g de hierro?

6) Considere la siguiente ecuación química no balanceada:



Si 1200 kg de carbono reaccionan con suficiente cantidad de oxígeno para dar dióxido de carbono:

¿cuántos kg de CO_2 se obtienen?

¿cuántos kg de O_2 fueron necesarios en esta reacción?

¿cuántos átomos de carbono se consumieron?

¿cuántas moléculas de CO_2 se formaron?

7) Dada la siguiente ecuación química no balanceada:



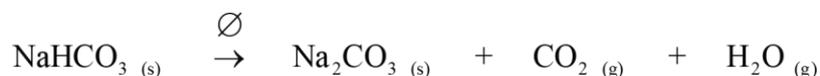
a) ¿qué cantidad de iones sulfuro puede reaccionar con 0,5 mol de iones sodio?

b) ¿cuántos moles de sulfuro de sodio se producen?

c) ¿cuántos gramos de sulfuro de sodio se producen?

d) ¿cuántas moléculas de sulfuro de sodio se producen?

8) El $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s})$ se produce en forma comercial por calentamiento de carbonato ácido de sodio:



a) ¿Cuántos gramos de carbonato ácido de sodio se necesitan por cada gramo de carbonato de sodio que se produce?

b) ¿Cuántos gramos de carbonato de sodio se pueden obtener a partir de 178 g de NaHCO_3 ?

c) ¿Cuántos gramos de CO_2 se obtendrán en la reacción del inciso b)?

9) El fosgeno, COCl_2 , es un gas tóxico, puesto que cuando es inhalado reacciona con agua a nivel pulmonar produciendo ácido clorhídrico y dióxido de carbono.

- a) Escriba y balancee la ecuación química que representa la reacción.
- b) ¿Cuántos moles de ácido clorhídrico se forman cuando reaccionan 0,5 mol de fosgeno?
- c) ¿Cuántos moles y cuántos gramos de dióxido de carbono se producen?
- d) ¿Cuántos gramos de ácido clorhídrico se producen si reaccionan 1,3 mol de fosgeno?

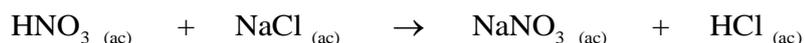
10) La descomposición térmica del hidrógeno trioxocarbonato (IV) de sodio (sólido) origina trioxocarbonato (IV) de disodio (sólido), dióxido de carbono (gaseoso) y agua (vapor). Si se someten 42 g de hidrógeno trioxocarbonato (IV) de sodio a descomposición térmica, responda las siguientes preguntas:

- a) ¿Cómo es la ecuación química balanceada que representa dicha reacción?
- b) ¿Cuántos moles y cuántos gramos de trioxocarbonato de disodio se producen?
- c) ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se formaron?
- d) ¿Cuántas moléculas de agua se produjeron?

11) Al mezclar dos soluciones que contienen 7,00 g de CaCl_2 y 14,0 g de AgNO_3 respectivamente, se forma bis [trioxonitrato (V)] de calcio y un precipitado de cloruro de plata.

- a) Indicar si existe o no un reactivo en exceso. En caso afirmativo exprese el exceso en gramos respecto a la relación estequiométrica.
- b) Cuántos átomos de nitrógeno están contenidos en la masa de nitrato de calcio obtenido?

12) Se desea fertilizar 30 hectáreas dedicadas a cultivo con NaNO_3 . Para ello son necesarios 13,608 kg de dicho fertilizante, los cuales pueden obtenerse según la siguiente reacción:



Calcule:

- a) La masa de NaCl que necesita.
- b) El número de moles de HCl que se forman.

13) La fórmula para la sal de Epsom se puede escribir como $\text{MgSO}_4 \cdot x \text{H}_2\text{O}$, donde x indica el número de moles de agua por mol de sulfato de magnesio. Cuando 10,1404 g de sal se calientan a 150°C , toda el agua de hidratación se pierde quedando 4,9564 g de sulfato de magnesio.



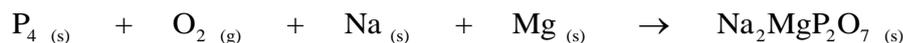
Calcule el valor de x y el número de moléculas de agua que se evaporaron.

14) Dadas las siguientes ecuaciones químicas no balanceadas:



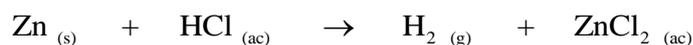
partiendo de *iguales masas* de los correspondientes carbonatos, ¿cuál de las reacciones químicas planteadas permitiría obtener la *máxima cantidad* de moles de *dióxido de carbono*?

15) Dada la siguiente ecuación química no balanceada:



si parte de igual número de moles de cada uno de los reactantes. ¿Cuál será el reactivo limitante? Justifique su respuesta.

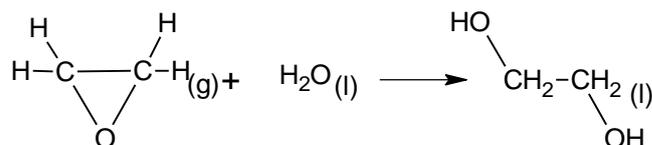
16) Para la reacción entre cinc y ácido clorhídrico se puede escribir la siguiente ecuación química no balanceada:



Si se hacen reaccionar 81,25 g de cinc con 65,60 g de ácido clorhídrico:

- Escriba la ecuación balanceada.
- ¿Cuántos gramos y moles de hidrógeno se forman?
- ¿Cuántas moléculas de cloruro de cinc se forman?

17) La preparación industrial de etilenglicol, que se utiliza como anticongelante para los automóviles y en la preparación de fibras de poliéster, es:



Si reaccionan 165,0 g de óxido de etileno con 74,9 g de agua, el reactivo en exceso y el número de moles en exceso son respectivamente:

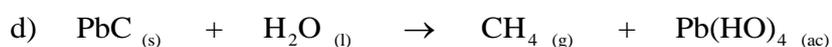
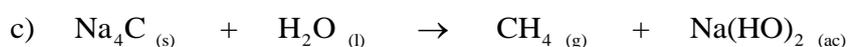
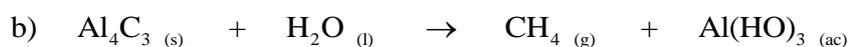
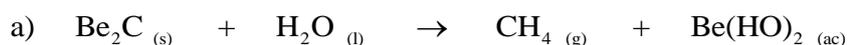
- agua - 4,16 mol
- óxido de etileno - 0,41 mol
- agua - 0,41 mol
- óxido de etileno - 3,75 mol

18) Los carbonatos de metales pesados se descomponen por calentamiento produciendo dióxido de carbono según:



¿Qué masa de carbonato de magnesio producirá la misma masa de CO_2 que se obtiene con 88,5 g de BaCO_3 ?

19) El metano (CH_4) se produce industrialmente haciendo reaccionar carburos con agua. Indique cuál de las siguientes ecuaciones químicas producirá *mayor cantidad de metano*, si se parte de igual cantidad de moles de los distintos carburos:

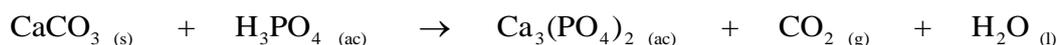


20) Considere la siguiente ecuación química no balanceada:



Si se mezclan 0,27 mol de cada uno de los reactivos, calcule los números de moles de *cobre*, *dióxido de carbono* y *agua* que se producen.

21) Una muestra de 74,97 gramos de carbonato de calcio se deja reaccionar con 35,23 gramos de ácido ortofosfórico de acuerdo a la siguiente ecuación química no balanceada:



Calcule los *gramos de sal* y el número de moles de *dióxido de carbono* que se formarán.

22) El gas de garrafa está compuesto principalmente por butano (C_4H_{10}) mientras que, la nafta está compuesta principalmente por octano (C_8H_{18}). Indique que combustible producirá mayor cantidad de CO_2 , si se realiza la combustión a partir de 100 g de butano, o de 100 g de octano.

23) El azufre es un elemento que se encuentra frecuentemente en los carbones minerales que se usan en las usinas térmicas. Al quemar estos combustibles el azufre presente se combina con el oxígeno para dar óxido de azufre (IV). Para evitar que este óxido contamine la atmósfera, se lo hace reaccionar con óxido de calcio, produciéndose sulfito de calcio. Si una usina quema aproximadamente 20 toneladas por día de azufre, ¿cuánto óxido de calcio necesitará, como mínimo, por día?

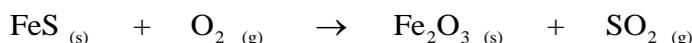
24) Un método de obtención de fósforo es descrito por la siguiente ecuación química:



¿Qué masa de fósforo se obtiene en el proceso si se parte inicialmente de 300 kg de fosfato de calcio?

25) Al hacer reaccionar ioduro de potasio con iodato de potasio en ácido sulfúrico, se produce yodo, agua y sulfato de potasio. ¿Qué masa de iodato de potasio deberá usar para obtener 2,5 g de yodo?, suponga que agrega ioduro de potasio y ácido sulfúrico en abundancia.

26) El óxido férrico puede obtenerse calcinando sulfuro ferroso en presencia de oxígeno de acuerdo con la siguiente ecuación no balanceada:



a) Si se ponen a reaccionar 176,0 gramos de sulfuro ferroso y 1 mol de oxígeno ¿Cuántos moles de dióxido de azufre se forman?

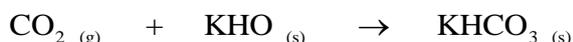
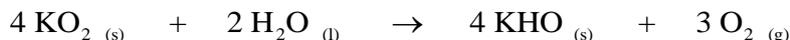
b) Teniendo en cuenta la ecuación planteada en el punto anterior ¿Cuántos litros de dióxido de azufre en CNPT se formarán a partir de 32 g de oxígeno?

27) Considere la siguiente ecuación no balanceada:



Si se ponen a reaccionar 100 g de nitrógeno_(g) y 100 g de oxígeno_(g) ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿Cuántos moles de producto se forman? ¿Qué volumen total en CNPT se obtiene al finalizar la reacción?

28) Las siguientes reacciones se producen en las mascarillas de gases que en ocasiones usan los mineros que trabajan bajo tierra:



a) ¿Qué volumen de O₂ en CNPT se producen por la reacción completa de 1g de KO₂?

b) ¿Cuál es este volumen a la temperatura del cuerpo a (37° C) y 1 atm?

c) ¿Qué masa de KHO se produce en el inciso a)?

d) ¿Qué volumen de CO₂ reaccionarán en CNPT con la masa de KHO del inciso c)?

e) ¿Cuál es el volumen de CO₂ del inciso d) medido a 37° C y 1 atm?

29) El óxido de etileno es (C₂H₄O) un gas que se emplea como agente esterilizante. La industria farmacéutica utiliza este gas para esterilizar materiales de plástico como catéteres, jeringas, envases de medicamentos y también para fármacos que se degradan por la acción del calor, por

ejemplo, algunos antibióticos o enzimas. Se produce por un proceso de oxidación del etileno (C_2H_4) con oxígeno. Si reaccionan 165,0 g de etileno con 74,9 g de oxígeno, ¿cuál es el reactivo en exceso y el número de moles que sobran?

Contenido

REPASO	193
INTRODUCCIÓN	195
LAS ECUACIONES QUÍMICAS Y SU SIGNIFICADO	198
BALANCE DE MASA EN ECUACIONES QUÍMICAS	200
<i>Método iterativo (también conocido como método de prueba y error)</i>	200
<i>Método algebraico</i>	202
<i>Algunas reacciones químicas de interés en este curso</i>	207
Reacciones químicas que transcurren sin cambio en el número de oxidación de las especies	207
Reacciones químicas que transcurren con cambio en el número de oxidación de algunas especies	207
LA CUANTIFICACIÓN DEL CAMBIO QUÍMICO Y SUS APLICACIONES	209
RECURSOS ALTERNATIVOS PARA RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS	210
REACTIVO LIMITANTE	213
ESTEQUIOMETRÍA CON GASES	216
EJERCITACIÓN	218

Actividad Experimental IV - Naturaleza eléctrica de la materia

Objetivos

- Comprobar la naturaleza eléctrica de la materia, realizando determinaciones de conductividad eléctrica tanto en sistemas materiales líquidos como sólidos.
- Determinar aproximadamente la cantidad de sulfato de cobre en una solución, mediante determinaciones de conductividad eléctrica.

Introducción

Durante la actividad experimental podremos analizar la naturaleza eléctrica de la materia desde dos puntos de vista:

- *Macroscópico*, en el cual la materia que nos rodea es eléctricamente neutra.
- *Microscópico*, en el cual tenemos en cuenta su composición interna (iones, electrones y/o partículas neutras).

Nos referiremos a conductividad eléctrica cuando exista movimiento de cargas (iones y/o electrones).

El conductímetro es un instrumento que consta de dos electrodos unidos a un circuito sensible al movimiento de cargas, por lo tanto, cuando éste se produce genera una señal eléctrica identificable a partir del encendido de luces. Cuanta más cantidad de carga haya en movimiento, mayor cantidad de luces se encenderán.

Primera parte: Determinación de la conductividad eléctrica de sustancias en distintos estados de agregación

Materiales

- Un conductímetro
- 9 tubos eppendorf conteniendo distintos líquidos y sólidos

Actividades

Deberá medir primero los sistemas sólidos y luego los líquidos, evitando así que los primeros se humedezcan.

Para el desarrollo de esta actividad, en los sistemas líquidos: sumerja los electrodos en paralelo, aproximadamente 0.5 cm, tratando de mantener la máxima distancia entre ellos. Respecto a los sistemas sólidos, introducir los electrodos conservando la distancia. Luego de cada determinación limpie los electrodos con una servilleta.

Con los resultados obtenidos complete la siguiente tabla, clasificando además los sistemas en sólidos, líquidos puros o soluciones.

Tubo	Contenido	Tipo de sistema (sólido/líquido puro/solución)	¿Conduce? Si – No ¿Cuántas luces se encienden?
1	Agua destilada		
2	Agua de la canilla		
3	Aceite		
4	Sulfato de cobre (II)		
5	Etanol		
6	Yodo en etanol		
7	Sulfato de cobre en agua		
8	Azufre		
9	Limadura de hierro		

Cuestionario

- 1) Explique las diferencias observadas en cuanto a la conductividad eléctrica entre el agua destilada y el agua de la canilla.

- 2) ¿Observó alguna diferencia entre la conductividad del sulfato de cobre en estado sólido y la de su solución acuosa? ¿Cuál? Explique.
- 3) ¿Qué cree que sucedería con la conductividad eléctrica del sulfato de cobre (II) si se fundiera? J.S.R.
- 4) ¿A qué cree que se debe el comportamiento observado del aceite y del etanol?
- 5) Usted determinó la conductividad del etanol y de la solución de yodo en etanol. ¿Cómo explica lo observado? J.S.R.

- 6) Compare la limadura de hierro y el azufre. ¿A qué atribuye lo observado?
- 7) ¿Podría afirmar que todas las soluciones son conductoras? J.S.R.
- 8) ¿Podría afirmar que todos los sólidos son conductores? J.S.R.
- 9) A nivel macroscópico, las sustancias que conducen, sean tanto líquidas como sólidas, ¿poseen carga eléctrica neta? ¿y las que no conducen? J.S.R.
- 10) El hecho de que no encienda ninguna luz en el conductímetro, ¿implica que el sólido/líquido/solución no conduce? J.S.R.

11) ¿Cuál es la apreciación del instrumento?

12) Su estimación, ¿puede ser menor a la apreciación del instrumento?

Segunda parte: Determinación de manera aproximada la cantidad de sulfato de cobre de una solución mediante medidas de conductividad

Materiales

- Un conductímetro
- 6 tubos eppendorf conteniendo distintas soluciones de sulfato de cobre (N° 10 a 15)

Actividades

Proceda de igual manera que en la primera parte para medir las conductividades de cada una de las soluciones. Sumerja los electrodos un poco más de 0,5 cm para apreciar mejor las luces que indica el conductímetro. Registre los datos en la siguiente tabla y compare con el valor observado en la solución problema.

Tubo	Cantidad de sulfato de cobre (g/100 mL)	N° de luces que se encienden
10	0,015	
11	0,04	
12	0,08	
13	0,14	
14	0,40	
15	¿?	

De acuerdo a la medida de conductividad de la solución problema (tubo 15) establezca aproximadamente la masa de sulfato de cobre presente en 100 mL de dicha solución.

Actividad Experimental V - Estequiometría y gases

Objetivos

- Determinación de reactivo en exceso y en defecto
- Cuantificar la formación de gases

Materiales

- 8 globos
- Bicarbonato de sodio
- Vinagre
- Probeta de 10 mL
- Hilo
- Cinta transparente
- Regla

Actividades

1. El carbonato ácido de sodio y el ácido acético (CH_3COOH , contenido en el vinagre comercial) reaccionan para formar acetato de sodio (CH_3COONa), dióxido de carbono y agua. Balancee la ecuación e identifique los estados de agregación de reactivos y productos



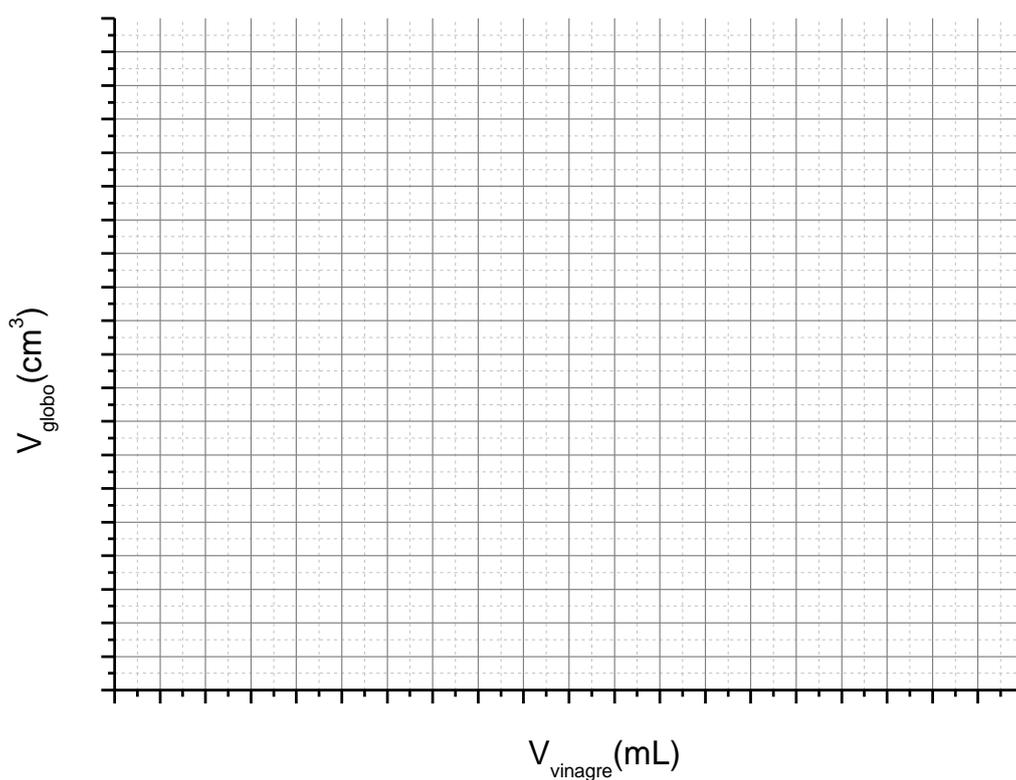
2. En ocho tubos de ensayo rotulados 1-8, coloque los volúmenes de vinagre que se muestran en la siguiente tabla

Tubo N°	Volumen de vinagre [mL]	Masa de NaHCO ₃ [g]	Perímetro del globo [cm]	Volumen del globo [L]
1	1,5	0,6		
2	3,0	0,6		
3	4,5	0,6		
4	6,0	0,6		
5	7,5	0,6		
6	8,2	0,6		
7	9,0	0,6		
8	10,0	0,6		

Cada uno de los globos contiene 0,6 g de bicarbonato de sodio. Conéctelos a cada uno de los tubos de ensayo, teniendo la precaución de que el contenido del globo no caiga en el mismo. Asegure la conexión entre el tubo de ensayo y el globo con cinta.

Una vez que estén bien unidos, invierta los tubos de ensayo de modo que se mezcle su contenido con el del globo. Mida el perímetro de cada globo y calcule su volumen. Para esto, podemos aproximar la forma del globo a una esfera perfecta en donde $V = \frac{4}{3}\pi r^3$

3. Grafique volumen del globo vs. de vinagre.



4. Analizando el gráfico, ¿a qué conclusiones puede llegar?

5. El docente le informará el número de moles de ácido acético contenidos en 1 mL de vinagre. Calcule el número de moles de CO_2 formados a partir de los reactivos y a partir del volumen del globo. ¿Son iguales?

Tubo N°	moles de ácido acético	moles de NaHCO ₃	moles de CO ₂ desde reactivos	moles de CO ₂ desde volumen
1				
2				
3				
4				
5				
6				
7				
8				

Exámenes 2019

Aquí encontrará los parciales, recuperatorios y exámenes finales del año anterior. Debe ser utilizado solamente como una orientación, ya que las preguntas cambian todos los años. Además, los temas dictados pueden cambiar tanto en contenidos como a en qué parcial se evalúan. Al final de cada examen se encuentran las respuestas correctas.

Primer parcial

Todos los problemas tienen el mismo puntaje. Los últimos cinco problemas NO tienen opciones. Sólo se corrige la plantilla (primera hoja del parcial de promoción), la cual debe ser completada correctamente con lapicera azul o negra. NO se corregirán parciales de promoción cuya plantilla haya sido corregida con corrector o confeccionada con lápiz. Los docentes encargados explicarán el modo de llenado de la plantilla.

Este parcial de promoción se aprueba con catorce respuestas correctas (que corresponde a una nota de 6) y la regularidad se obtiene con diez respuestas correctas (que corresponde a una nota de 4).

1) Respecto de los modelos, se afirma que son representaciones...

- a) ... que se desarrollan exclusivamente para el estudio de partículas subatómicas.
- b) ... que describen fielmente la realidad.
- c) ... sustitutivas de la realidad.
- d) ... que solamente permiten estudiar sistemas a los que no se tiene acceso físico.

2) Considere un recipiente abierto conteniendo cloruro de sodio (sal) disuelto en agua, dos cubos de hielo y una bolita de oro. Respecto de este sistema material se afirma que:

- a) una de las sustancias puras se encuentra en tres estados de agregación diferentes.
- b) la fase líquida del sistema es una mezcla.
- c) tiene tres fases sólidas diferentes.
- d) es un sistema heterogéneo con más de tres componentes.

3) La siguiente expresión:

$$2 + \sqrt{(1 - 0,5)^{-1}} : \left(1 - \frac{1}{2}\right) - \sqrt{0,25} \cdot 2$$

es equivalente a:

- a) $\frac{7}{4}$
- b) $\frac{11}{8}$
- c) 4
- d) $\frac{17}{6}$

4) Respecto de las células y sus organelas, se afirma que:

- a) el retículo endoplasmático rugoso se caracteriza por la presencia de ribosomas.
- b) las células procariotas no poseen ADN, ya que carecen de núcleo.
- c) las mitocondrias son organelas exclusivas de las células animales.
- d) en las células vegetales, la fotosíntesis es llevada a cabo por los ribosomas.

5) Dos recipientes cerrados (I y II) de 9 L cada uno, contienen 3 y 6 L, respectivamente, de una sustancia líquida pura X a la misma temperatura.

Se afirma que la relación entre las presiones de vapor de X en el recipiente I (p^I) y en el recipiente II (p^{II}) es:

- a) $p^I = 2p^{II}$ b) $p^I = p^{II}$ c) $p^I = \frac{1}{2}p^{II}$ d) $p^I = \frac{1}{3}p^{II}$

6) La superficie total de un cubo (S_C) y su volumen (V_C) son determinados en función del valor de la longitud su lado (l) como se muestra a continuación:

$$S_C = 6 \cdot l^2 \quad V_C = l^3$$

Definiendo el cociente $J = \frac{S_C}{V_C}$, se afirma que J es:

- a) directamente proporcional a l con una constante de proporcionalidad igual a 6.
 b) directamente proporcional a l con una constante de proporcionalidad igual a $\frac{1}{6}$.
 c) inversamente proporcional a l con una constante de proporcionalidad igual a $\frac{1}{6}$.
 d) inversamente proporcional a l con una constante de proporcionalidad igual a 6.

7) Se toma un cubo de cobre de 1 cm^3 de volumen ($\delta_{\text{cobre}} = 9 \text{ g cm}^{-3}$) y un cubo de aluminio de 2 cm^3 de volumen ($\delta_{\text{aluminio}} = 3 \text{ g cm}^{-3}$). Después de someterlos a un proceso para realizar una aleación, se obtiene una pieza metálica con un volumen igual a 3 cm^3 .

Se afirma que la densidad de dicha pieza, expresada en g cm^{-3} , es igual a:

- a) 6 b) 12 c) 4 d) 5

8) Respecto de la clasificación de los números reales, se afirma que los siguientes:

$$\log_{\sqrt{a}}\left(\frac{1}{a}\right); \quad \sqrt[3]{27}; \quad (\sqrt{2})^0; \quad \frac{9}{3}; \quad 1,\bar{3}; \quad \sqrt[3]{3}$$

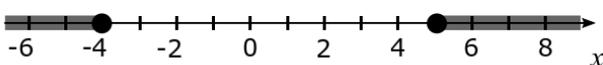
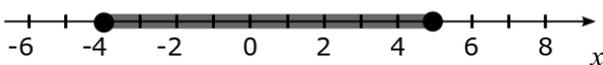
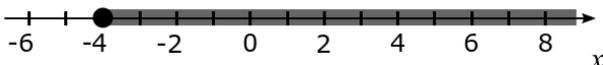
son:

- a) dos naturales, dos fraccionarios y dos irracionales.
 b) un entero negativo, dos fraccionarios y tres irracionales.
 c) tres naturales, un entero negativo y dos fraccionarios.
 d) tres naturales, un entero negativo, un fraccionario y un irracional.

9) Dada la siguiente desigualdad:

$$\left| \frac{2x-1}{-3} \right| \leq 3$$

se afirma que la representación del conjunto de valores de x que la satisfacen es:

- a) 
- b) 
- c) 
- d) 

10) Dadas las siguientes magnitudes:

- I) 0,00400 ms II) 0,08 kg III) $6,0 \times 10^{23}$ mol IV) 1600 cal

se afirma que la relación de orden según el número de cifras significativas es:

- a) III < II < IV < I b) II = III < I < IV
 c) I < II < IV < III d) II < III < I < IV

11) Respecto de los sistemas coloidales y de las soluciones verdaderas se afirma que:

- a) los sistemas coloidales se comportan como soluciones verdaderas cuando se observan en un microscopio común.
 b) en las soluciones verdaderas es posible observar la trayectoria de los rayos de la luz por el efecto Tyndall.
 c) las partículas disueltas en las soluciones verdaderas se pueden distinguir claramente utilizando un ultramicroscopio.
 d) solo tienen movimiento Browniano las partículas presentes en las soluciones verdaderas.

12) La siguiente expresión:

$$1 + \frac{u^2}{p^2} - 2\frac{u}{p}$$

es equivalente a:

- a) $\left(u + \frac{1}{p}\right)^2$ b) $\left(u - \frac{1}{p}\right)^2$ c) $\left(1 + \frac{u}{p}\right)^2$ d) $\left(1 - \frac{u}{p}\right)^2$

13) Considere las siguientes funciones:

$$m(x) = 2x^2 - 4x - 1$$

$$h(x) = 3x + 3$$

Se afirma que el dominio de la función $s(x) = \frac{1}{m(x) - h(x)}$ es:

- a) $\{x / x \in R\}$ b) $\{x / x \in R \wedge x \neq 0\}$
 c) $\left\{x / x \in R \wedge x \neq 4 \wedge x \neq -\frac{1}{2}\right\}$ d) $\{x / x \in R \wedge x \neq 8 \wedge x \neq -1\}$

14) En la mitosis, algunos de los procesos que suceden involucran la ruptura de la envoltura nuclear; la alineación de los cromosomas en el medio de la célula; los cromosomas se dirigen a los polos opuestos; y la formación de dos nuevos núcleos.

Se afirma que dichos procesos se encuentran, respectivamente, en la:

- a) profase, metafase, telofase, anafase.
 b) profase, metafase, anafase, telofase.
 c) prometafase, telofase, anafase, metafase.
 d) prometafase, anafase, telofase, anafase.

15) Considere las siguientes expresiones, $\forall n, m \in Z^- \wedge n \neq m$:

- I) $n + m$ II) $n - m$ III) $-n - m$
 IV) $-(n - m)^2$ V) $-(n + m)^3$

Se afirma que las que tienen un valor que necesariamente pertenece a Z^- son:

- a) I y IV b) III y V c) II y IV d) I y V

16) Considere los siguientes objetos y sus respectivas masas.

Objeto I: $81,32 \times 10^{-3}$ hg

Objeto III: $245,4 \times 10^3$ g

Objeto II: $0,5532 \times 10^{-7}$ Gg

Objeto IV: $161,9 \times 10^7$ μ g

Se afirma que el objeto de mayor masa es:

- a) I b) II c) III d) IV

17) El velocímetro de un dado modelo de auto indica la rapidez con una incerteza relativa porcentual igual a 5%. Si el auto se encuentra andando y el velocímetro marca 80 km h^{-1} , la rapidez máxima a la que efectivamente se puede estar desplazando el auto, expresada en km h^{-1} , es:

- a) 84 b) 85 c) 80 d) 89

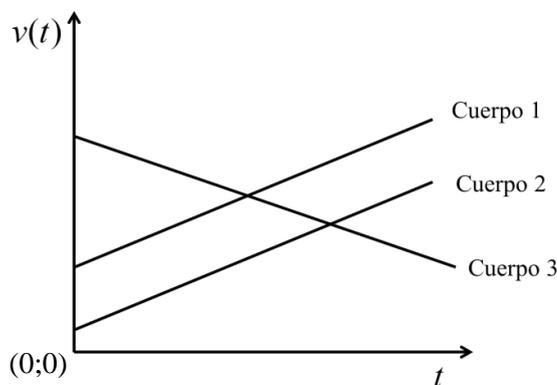
18) Cinco científicos determinaron las masas de distintos objetos para sus experimentos. Las medidas obtenidas se presentan en la siguiente tabla:

Científico	Masa (mg)
1	1000 ± 1
2	$100,0 \pm 0,1$
3	$1000,0 \pm 0,1$
4	10000 ± 1
5	100 ± 1

De acuerdo con los datos presentados en la tabla se afirma que:

- a) las medidas obtenidas por los científicos 2 y 3 poseen la misma incerteza relativa.
 b) el científico 5 obtuvo la medida con menor precisión.
 c) las mayores incertezas relativas fueron las obtenidas por los científicos 3 y 4.
 d) los científicos 1 y 2 obtuvieron las medidas con la menor incerteza relativa porcentual.

19) La función $v(t) = v_i + at$ relaciona la velocidad de un cuerpo en movimiento $v(t)$ con el tiempo (t), en donde v_i es la velocidad inicial y a la aceleración. El siguiente grafico muestra la $v(t)$ para tres cuerpos diferentes.



Se afirma que:

- a) la velocidad inicial del cuerpo 1 es la mayor velocidad inicial de todas.
 b) el cuerpo 3 es el que presenta la menor velocidad inicial.
 c) la aceleración del cuerpo 2 es menor que la del cuerpo 3.
 d) la aceleración de los cuerpos 1 y 2 es la misma.

20) Dadas las siguientes expresiones $\forall a, b \in R^+ \wedge a \neq 1$:

I) $\log(a+b)^3 = 3\log a + 3\log b$

II) $\log_a \left(\frac{1}{a} \right)^x = -x$

III) $\log \left(\frac{a+2}{b} \right) = -\log b + \log(a+2)$

$$\text{IV) } \log(a^2b) = 2\log a + \log b$$

se afirma que solo son correctas:

- a) III y IV b) II y IV c) I y III d) II, III y IV

21) Se dispone de 50 mL de etanol a 70 °C en un recipiente. Se realiza una lista detallando las siguientes propiedades de dicho sistema material:

masa	densidad
peso específico	volumen
punto de ebullición	temperatura
peso	

De las propiedades listadas, ¿cuántas son propiedades intensivas?

Transcriba su respuesta al recuadro correspondiente a este problema que se encuentra en la primera hoja

22) Dada la siguiente igualdad:

$$\log_3(9^{2a}) = a + 5$$

¿cuál es el valor de a que la satisface?

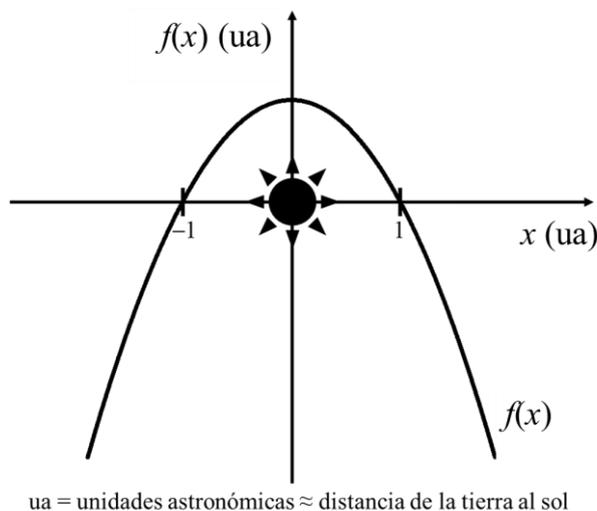
Transcriba su respuesta al recuadro correspondiente a este problema que se encuentra en la primera hoja

23) Considere las funciones lineales $f(x)$ y $g(x)$, donde $f(x) = 2x + 1$ y $g(x)$ es una función cuya gráfica es perpendicular a la de $f(x)$ y cuya ordenada al origen es la misma que la de $f(x)$.

¿Cuál es la expresión polinómica de la función $h(x) = f(x) \cdot g(x)$?

Transcriba su respuesta al recuadro correspondiente a este problema que se encuentra en la primera hoja.

24) El cometa Halley orbita alrededor del Sol cada 75 años en promedio, y mientras está cerca del Sol sigue una trayectoria parabólica. Considerando al Sol en la posición (0; 0) de un sistema de ejes cartesianos, la trayectoria de este cometa se ajusta a la función cuadrática $f(x)$, como se muestra en la siguiente figura, la cual no está a escala:



El punto más cercano al Sol por el que pasa el cometa se encuentra en el vértice de la parábola que describe su trayectoria. Se sabe, además, que el coeficiente del término cuadrático de $f(x)$ es igual a $-\frac{1}{2}$.

¿Cuál es la mínima distancia al sol, expresada en ua, a la que llega el cometa Halley?

Transcriba su respuesta al recuadro correspondiente a este problema que se encuentra en la primera hoja.

25) Manuela decidió conocer la masa de su mochila cargada. Para ello, pesó por separado la mochila vacía y los objetos que la mochila contenía utilizando diferentes balanzas: una mecánica, de apreciación igual a 1 g, y otra digital, de apreciación igual a 0,1 g. En la siguiente tabla se listan las masas de los objetos contenidos en la mochila de Manuela y la masa de la mochila vacía:

Nº de objetos	Objeto	Masa de un objeto (g)
1	Mochila vacía	312 ± 1
2	Cuaderno	231 ± 1
3	Gomitas para el pelo	$5,3 \pm 0,1$
1	Media manzana	125 ± 1
1	Recipiente con comida	881 ± 1
8	Caramelos	$3,5 \pm 0,1$
1	Imagen de San Antonio	$2,4 \pm 0,1$

¿Cuál es la incerteza absoluta, expresada en gramos, de la masa de la mochila cargada?

Transcriba su respuesta al recuadro correspondiente a este problema que se encuentra en la primera hoja.

TABLA DE PREFIJOS DE SUBMÚLTIPLOS Y MÚLTIPLOS

Submúltiplo	Prefijo	Símbolo	Múltiplo	Prefijo	Símbolo
10^{-1}	deci	d	10^1	deca	Da
10^{-2}	centi	c	10^2	hecto	h
10^{-3}	mili	m	10^3	kilo	k
10^{-6}	micro	μ	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}	ato	a	10^{18}	exa	E

Respuestas correctas: 1) c, 2) b, 3) c, 4) a, 5) b, 6) d, 7) d, 8) d, 9) b, 10) d, 11) a, 12) d, 13) c, 14) b, 15) a, 16) c, 17) a, 18) b, 19) d, 20) d, 21) 4, 22) $\frac{5}{3}$, 23) $x^2 + \frac{3}{2}x + 1$, 24) $\frac{1}{2}$ ua, 25) 6 g

Recuperatorio del Primer parcial

Todos los problemas tienen el mismo puntaje. Los últimos cinco problemas NO tienen opciones. Sólo se corrige la plantilla (primera hoja del parcial de promoción), la cual debe ser completada correctamente con lapicera azul o negra. NO se corregirán parciales de promoción cuya plantilla haya sido corregida con corrector o confeccionada con lápiz. Los docentes encargados explicarán el modo de llenado de la plantilla.

Este recuperatorio del parcial de promoción se aprueba con catorce respuestas correctas (que corresponde a una nota de 6) y la regularidad se obtiene con diez respuestas correctas (que corresponde a una nota de 4).

Al final del examen se encuentra una tabla con los datos necesarios para resolver este recuperatorio del primer parcial de promoción.

1) Mientras estudia para el examen del Ciclo de Nivelación, Martín se dispone a tomar tereré.

Para ello, introduce agua potable en un termo hasta $\frac{3}{4}$ del total de su volumen, 5 gotas de

edulcorante y 2 cubos de hielo, y luego lo cierra.

Se afirma que el sistema material resultante es:

- a) cerrado, con tres fases y tres componentes.
- b) aislado, con dos fases y más de tres componentes.
- c) aislado, con tres fases y más de tres componentes.
- d) cerrado, con cuatro fases y tres componentes.

2) Se afirma que las organelas de células eucariotas que tienen como función el transporte de proteínas y lípidos; la generación de ATP; y la degradación de componentes celulares son, respectivamente:

- a) aparato de Golgi; ribosomas; y lisosomas.
- b) retículo endoplasmático rugoso; mitocondrias; y aparato de Golgi.
- c) retículo endoplasmático liso; mitocondrias; y ribosomas.
- d) aparato de Golgi; mitocondrias; y lisosomas.

3) De las siguientes afirmaciones referidas a la construcción del conocimiento científico:

I) Investigar implica realizar tareas de manera sistemática para poder generar u obtener conocimiento.

II) Sistematizar los pasos o etapas durante el desarrollo de una investigación permite validar los resultados que se obtengan.

III) Los modelos son representaciones sustitutivas del objeto que se estudia.

IV) La metodología de investigación es independiente de las teorías y modelos.

solo son correctas:

- a) I, II y III
- b) I, III y IV
- c) I y II
- d) II y IV

4) La siguiente expresión:

$$\frac{x^2}{7x^4 + 21x^3} \cdot \frac{x^4 - 9x^2}{x}$$

es equivalente a:

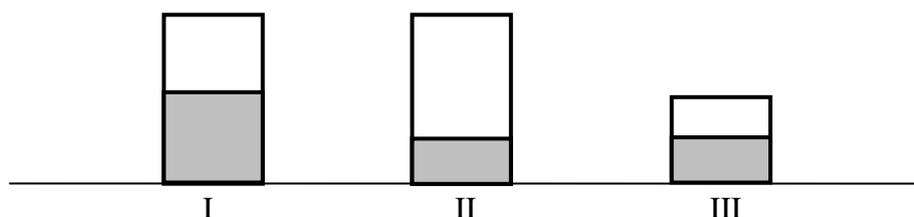
- a) $\frac{(x-3)^2}{7(x+3)}$
- b) $\frac{x(x-9)}{7(x+3)}$
- c) $\frac{(x-3)}{7}$
- d) $\frac{(x+9)(x-9)}{7(x+3)}$

5) La resistencia eléctrica (R) se puede definir como la oposición al paso de corriente eléctrica que presenta un material conductor. La resistencia de un conductor cilíndrico (por ejemplo, un cable) es directamente proporcional a su longitud (l) e inversamente proporcional al cuadrado de su radio (r), con una constante de proporcionalidad k .

Se afirma que la resistencia de dicho conductor cilíndrico se puede expresar como:

- a) $k \cdot l^{-1} \cdot r^2$
- b) $k \cdot l \cdot r^2$
- c) $k \cdot l \cdot r^{-2}$
- d) $k \cdot l^{-1} \cdot r^{-2}$

6) Considere tres recipientes cerrados (I, II y III), previamente evacuados, que contienen agua pura a la misma temperatura. Los recipientes I y II son iguales y el recipiente III tiene un volumen igual a la mitad de los anteriores. La cantidad de agua en II y III es la misma, mientras que en I es el doble que en los dos recipientes anteriores.



Respecto del número de moléculas de agua en fase gaseosa en cada recipiente, N_I , N_{II} y N_{III} , se afirma que:

- a) $N_I > N_{II} > N_{III}$ b) $N_{II} = N_I = N_{III}$ c) $N_I > N_{II} = N_{III}$ d) $N_{II} > N_I > N_{III}$

7) Se tienen dos muestras sólidas, **X** e **Y**, de una misma sustancia pura, a la misma presión y temperatura. La muestra **X** tiene un volumen igual a la mitad del volumen de la muestra **Y**. De las siguientes afirmaciones:

I) La relación $\frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$ de la muestra **X** es el doble que la de la muestra **Y**.

II) La masa de **X** es la mitad que la masa de **Y**.

III) Ambas muestras se funden al mismo valor de temperatura.

IV) Si a ambas muestras se les entrega igual cantidad de calor, alcanzan la misma temperatura. solo son correctas:

- a) I y II b) II y III c) II, III y IV d) I y IV

8) Un estudiante determina la masa de un cuerpo usando dos balanzas diferentes. La balanza **A** tiene una apreciación diez veces mayor que la balanza **B**. Respecto de los resultados de las mediciones, es posible afirmar que:

- a) el obtenido con la balanza **A** es más preciso que el obtenido con la balanza **B**.
 b) el obtenido con la balanza **A** es más exacto que el obtenido con la balanza **B**.
 c) el obtenido con la balanza **B** es más preciso que el obtenido con la balanza **A**.
 d) el obtenido con la balanza **B** es más exacto que el obtenido con la balanza **A**.

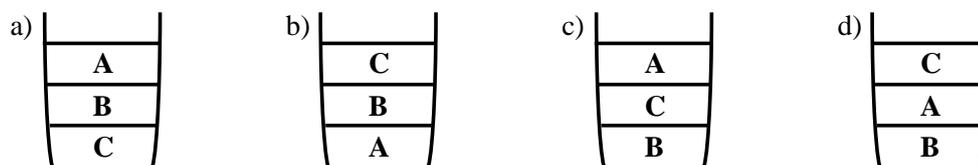
9) Considere tres líquidos **A**, **B** y **C**, inmiscibles entre sí (que no se mezclan), cuyas densidades son:

$$\delta_A = 9,13 \times 10^5 \frac{\text{g}}{\text{m}^3}$$

$$\delta_B = 1,00 \times 10^3 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$$

$$\delta_C = 1,06 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

Si estos tres líquidos se colocan en un recipiente, se afirma que la representación esquemática de su disposición final es:



10) Considere la siguiente expresión:

$$z = \log_w(-x)$$

Se afirma que, para que $z \in R$, los valores de x y w deben ser:

- a) $w > 0, w \neq 1 \wedge x < 0$
 b) $w > 0, w \neq 1 \wedge x > 0$
 c) $w > 1 \wedge x > 0$
 d) $w > -1 \wedge x < 0$

11) Respecto de la división celular, se afirma que durante la profase:

- a) se realiza la distribución en las células hijas de las dos copias de la información genética original.
- b) los cromosomas, anclados a los microtúbulos, comienzan a moverse hacia el plano medio de la célula.
- c) se produce la condensación del material genético para formar los cromosomas.
- d) se lleva a cabo la replicación del material genético y la duplicación de los orgánulos.

12) Un trozo de 10 g de cera blanca y opaca (estado inicial) se divide en fragmentos más pequeños (estado 1). Luego se calienta hasta que todos los trozos se funden, cambiando su apariencia, y obteniéndose un líquido transparente (estado 2). Cuando se enfría, se obtiene nuevamente un único trozo sólido, blanco y opaco (estado 3).

Se afirma que los cambios ocurridos para llegar a los estados 1, 2 y 3 son, respectivamente:

- a) químico, químico, químico.
- b) físico, físico, físico.
- c) físico, químico, químico.
- d) físico, químico, físico.

13) La siguiente expresión:

$$\frac{x^4 + x^2y^2 + 2x^3y}{x^3 + x^2y}$$

es equivalente a:

- a) $x + x^2y^2 + 2x$
- b) $\frac{x^2 - y^2}{x + y}$
- c) $x + y$
- d) $\frac{2x^9 + y^3}{x^5 + y}$

14) Las densidades de Saturno, Marte, Venus y Urano son iguales a 687 kg m^{-3} ; $0,393 \text{ dag mL}^{-1}$; $5,24 \text{ g cm}^{-3}$ y $1,30 \times 10^4 \text{ dg L}^{-1}$, respectivamente.

Dato: $1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$

Se afirma que el planeta más denso es:

- a) Saturno
- b) Venus
- c) Marte
- d) Urano

15) Dada la siguiente desigualdad:

$$\left| \frac{x}{y} \right| \geq 0$$

se afirma que, necesariamente:

- a) $x > 0 \wedge y > 0$
- b) $y > 0$
- c) $x > 0 \wedge y \neq 0$
- d) $y \neq 0$

16) Considere la siguiente desigualdad:

$$8x \geq \frac{1}{x^2}$$

Se afirma que el conjunto de todos los valores de x que la satisfacen es:

- a) $\left\{ x / x \in R \wedge x \geq \frac{1}{2} \right\}$
- b) $\left\{ x / x \in R \wedge x \leq \frac{1}{2} \wedge x \neq 0 \right\}$
- c) $\left\{ x / x \in R \wedge x \geq \frac{1}{8} \right\}$
- d) $\left\{ x / x \in R \wedge x \leq \frac{1}{8} \wedge x \neq 0 \right\}$

17) La siguiente expresión:

$$\log_2(32 \cdot 2) + \log_3(\sqrt[3]{81}) - \log\left(\frac{1}{10^2}\right)$$

es equivalente a:

- a) $\frac{13}{3}$ b) $\frac{16}{3}$ c) $\frac{28}{3}$ d) $\frac{25}{3}$

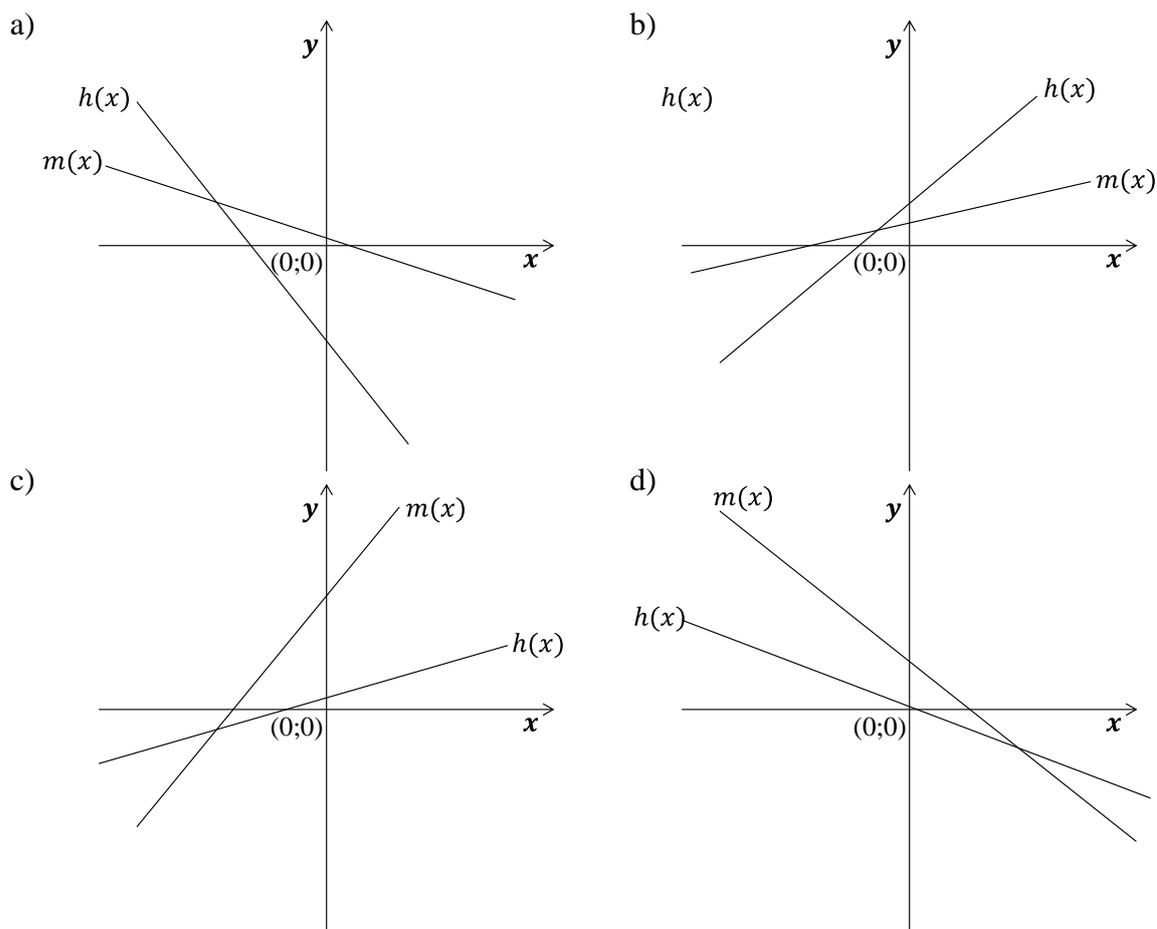
18) Se afirma que el dominio de la función $f(x) = \frac{1-2x}{\sqrt{2+x}}$ es:

- a) $\{x/x \in \mathbb{R} \wedge x \geq -2\}$ b) $\left\{x/x \in \mathbb{R} \wedge x \neq \frac{1}{2} \wedge x \geq -2\right\}$
 c) $\{x/x \in \mathbb{R} \wedge x > -2\}$ d) $\left\{x/x \in \mathbb{R} \wedge x \neq \frac{1}{2} \wedge x > -2\right\}$

19) Considere las funciones $m(x)$ y $h(x)$ definidas como:

$$m(x) = a_1x + b_1 \qquad h(x) = a_2x + b_2$$

Si $a_1 < 0$ y $a_2 < a_1$, se afirma que la opción que contiene las posibles representaciones gráficas de $m(x)$ y $h(x)$ es:



20) La capacidad calorífica específica (C_e) es la cantidad de calor que hay que suministrar a la unidad de masa de una sustancia para elevar su temperatura en un grado. Para el alcohol esta magnitud es igual a $0,600 \frac{\text{kcal}}{\text{kg K}}$.

Se afirma que el valor de C_e , expresada en $\frac{J}{g K}$, es:

Dato: $1\text{cal} = 4,18\text{ J}$

- a) 9,16 b) 0,143 c) $2,51 \times 10^{-3}$ d) 2,51

21) La constante de Boltzmann (k) es una importante constante física que relaciona la temperatura absoluta y la energía para un dado sistema. Su valor numérico, expresado en electronvoltios (eV) por kelvin (K), es aproximadamente igual a:

$$k \approx 0,000086173324 \text{ eV K}^{-1}$$

Expresé la constante de Boltzmann, en eV K^{-1} , con tres cifras significativas y utilizando notación exponencial.

Transcriba su respuesta al recuadro correspondiente a este problema que se encuentra en la primera hoja.

22) En una balanza se colocan cinco objetos (I, II, III, IV y V) juntos, registrándose una masa total igual a $(45,5 \pm 0,7)$ g. Se sabe que los objetos I y II tienen una masa igual a $(10,00 \pm 0,06)$ g cada uno y los objetos III y IV tienen una masa igual a $(0,25 \pm 0,03)$ g cada uno.

¿Cuál es la masa del objeto V, expresada en g?

Transcriba su respuesta al recuadro correspondiente a este problema que se encuentra en la primera hoja

23) La pendiente de una recta es igual a -5 y corta al eje de las abscisas en -3 .

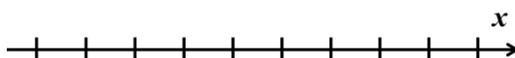
¿Cuál es el valor ordenada al origen de dicha recta?

Transcriba su respuesta al recuadro correspondiente a este problema que se encuentra en la primera hoja.

24) Considere la siguiente expresión:

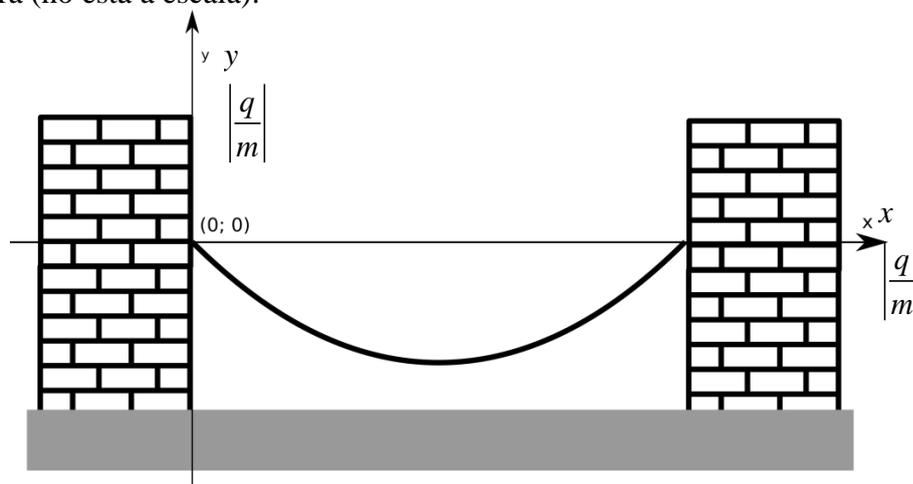
$$\sqrt{(4-x)^2} > \sqrt{4}$$

Represente en una recta numérica todos los valores que puede tomar x .



Transcriba su respuesta al recuadro correspondiente a este problema que se encuentra en la primera hoja.

25) Un cable cuelga de dos paredes formando una parábola, tal como está representado en la siguiente figura (no está a escala):



Se sabe que la ecuación que describe la parábola es $y = \frac{1}{40}x^2 - x$. Además, la altura a la cual está sujeto el cable a los edificios es de 50 m sobre el suelo.

¿A qué distancia del suelo se encuentra el cable en su punto más bajo? Expresar su resultado en m.

Transcriba su respuesta al recuadro correspondiente a este problema que se encuentra en la primera hoja.

TABLA DE PREFIJOS DE SUBMÚLTIPLOS Y MÚLTIPLOS

Submúltiplo	Prefijo	Símbolo	Múltiplo	Prefijo	Símbolo
10^{-1}	deci	d	10^1	deca	da
10^{-2}	centi	c	10^2	hecto	h
10^{-3}	mili	m	10^3	kilo	k
10^{-6}	micro	μ	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}	ato	a	10^{18}	exa	E

Respuestas correctas: 1) c, 2) d, 3) a, 4) c, 5) c, 6) d, 7) b, 8) c, 9) a, 10) a, 11) c, 12) b, 13) c, 14) b, 15) d, 16) a, 17) c, 18) c, 19) a, 20) d, 21) $8,62 \times 10^5 \text{ eV K}^{-1}$, 22) $(25,0 \pm 0,9)$, 23) 15, 24) graficar $6 < x < 2$, 25) 40

Recuperatorio regularidad primer parcial

Todos los problemas tienen el mismo puntaje. Los últimos dos problemas NO tienen opciones. Solo se corrige la plantilla (primera hoja del examen), la cual debe ser completada correctamente con lapicera azul o negra. NO se corregirán exámenes cuya plantilla haya sido corregida con corrector o confeccionada con lápiz. Los docentes encargados explicarán el modo de llenado de la plantilla.

Este recuperatorio de regularidad se aprueba con cuatro respuestas correctas.

1) Se afirma que una característica común a todos los sistemas materiales heterogéneos es que están formados por:

- a) más de una fase.
- b) más de un componente.
- c) una única fase.
- d) un único componente.

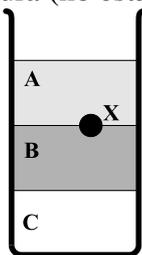
2) Respecto del núcleo de las células eucariotas, se afirma que:

- a) el retículo endoplasmático se encuentra en su interior.
- b) todo el proceso de la mitosis se efectúa dentro del mismo.
- c) se encuentra rodeado por una doble capa lipídica.
- d) la membrana que lo rodea es impermeable.

3) Se afirma que la opción que presenta la proposición correcta es:

- a) $\sqrt[5]{4} = 4^{-\frac{1}{5}}$
- b) $4^{r-s} = 4^r - 4^s$
- c) $|\sqrt{4}| = \pm 2$
- d) $(4^r)^{-s} = (4^s)^{-r}$

4) En un recipiente se colocan iguales masas de tres líquidos **A**, **B** y **C**, inmiscibles entre sí (que no se mezclan). Luego, se coloca un cuerpo compuesto de la sustancia **X**, obteniéndose la situación esquematizada en la siguiente figura (no está a escala):



Respecto de las masas (m) y los volúmenes (V) de los líquidos y del cuerpo, se afirma que:

- a) $\frac{m_C}{V_C} < \frac{m_B}{V_B}$ b) $\frac{m_X}{m_C} < \frac{V_X}{V_C}$ c) $\frac{m_C}{V_C} \cdot V_A < m_A$ d) $m_X \cdot V_A < m_A \cdot V_X$

5) La siguiente expresión:

$$-2x - \frac{8x + 4xy}{y + 2}$$

es equivalente a:

- a) $4x$ b) $6x$ c) $-6x$ d) $-5x$

6) Dada la siguiente función:

$$f(x) = \frac{x-2}{x^3 + 4x^2 + 4x}$$

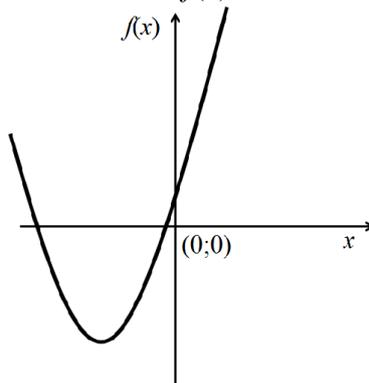
se afirma que su dominio es:

- a) $\{x / x \in \mathbb{R} \wedge x \neq \pm 2 \wedge x \neq 0\}$ b) $\{x / x \in \mathbb{R} \wedge x \neq 2\}$
 c) $\{x / x \in \mathbb{R} \wedge x \neq 0\}$ d) $\{x / x \in \mathbb{R} \wedge x \neq -2 \wedge x \neq 0\}$

7) La densidad molar de una sustancia se define como la cantidad de sustancia presente por unidad de volumen. Una dada muestra de un gas tiene una densidad molar igual a $2,17 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Si se desea convertir esta densidad molar a $\text{partículas} \cdot \text{nm}^{-3}$, se afirma que el factor de conversión por el que se tiene que multiplicar es:

- a) $\frac{6,022 \times 10^{23} \text{ partículas}}{\text{mol}} \cdot \frac{\text{dm}^3}{10^{30} \text{ nm}^3}$ b) $\frac{\text{mol}}{6,022 \times 10^{23} \text{ partículas}} \cdot \frac{10^{24} \text{ nm}^3}{\text{dm}^3}$
 c) $\frac{6,022 \times 10^{23} \text{ partículas}}{\text{mol}} \cdot \frac{\text{dm}^3}{10^{24} \text{ nm}^3}$ d) $\frac{\text{mol}}{6,022 \times 10^{23} \text{ partículas}} \cdot \frac{10^{30} \text{ nm}^3}{\text{dm}^3}$

8) Considere el siguiente gráfico de la función $f(x)$:



Se afirma que una posible expresión para $f(x)$ es:

- a) $\frac{1}{2}x^2 + 8x + 4$ b) $4x^2 - 3x + 4$ c) $-4x^2 + 3x - 4$ d) $4x^2 - 8x - 4$

9) En un laboratorio se determina la masa de dos cuerpos usando procedimientos diferentes. Posteriormente, estos valores se restan de la siguiente manera:

$$(0,12 \pm 0,02) \text{ g} - (0,063 \pm 0,008) \text{ g}$$

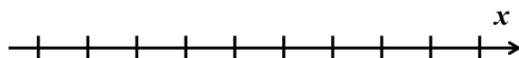
¿Cuál es el resultado de esta resta correctamente expresado?

Transcriba su respuesta al recuadro correspondiente a este problema que se encuentra en la primera hoja.

10) Considere la siguiente desigualdad:

$$|2x - 5| \geq 3$$

Represente en una recta numérica todos los valores que puede tomar x .



Transcriba su respuesta al recuadro correspondiente a este problema que se encuentra en la primera hoja.

TABLA DE PREFIJOS DE SUBMÚLTIPLOS Y MÚLTIPLOS

Submúltiplo	Prefijo	Símbolo	Múltiplo	Prefijo	Símbolo
10^{-1}	deci	d	10^1	deca	da
10^{-2}	centi	c	10^2	hecto	h
10^{-3}	mili	m	10^3	kilo	k
10^{-6}	micro	μ	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}	ato	a	10^{18}	exa	E

Respuestas correctas: 1) a, 2) c, 3) d, 4) b, 5) c, 6) d, 7) c, 8) a, 9) $(0,06 \pm 0,03)$, 10) graficar ≤ 1 y $x \geq 4$

Segundo parcial

Todos los problemas tienen el mismo puntaje. Los últimos cinco problemas NO tienen opciones. Solo se corrige la plantilla (primera hoja del parcial de promoción), la cual debe ser completada correctamente con lapicera azul o negra. NO se corregirán parciales de promoción cuya plantilla haya sido corregida con corrector o confeccionada con lápiz. Los docentes encargados explicarán el modo de llenado de la plantilla. Este examen contiene 10 páginas.

Este parcial de promoción se aprueba con un mínimo de catorce respuestas correctas (que corresponde a una calificación de 6) y la regularidad se obtiene con un mínimo de diez respuestas correctas (que corresponde a una calificación de 4).

Al final del examen se encuentra una tabla con los datos necesarios para resolver este parcial.

1) Respecto de la Tabla Periódica, se afirma que:

- a) los elementos del mismo período tienen igual cantidad de niveles energéticos ocupados.
- b) los elementos se ordenan según el orden creciente de sus masas atómicas.
- c) los elementos del mismo grupo tienen igual cantidad de electrones.
- d) los elementos con distinta cantidad de neutrones ocupan posiciones diferentes.

2) Se afirma que la configuración electrónica de la siguiente especie:



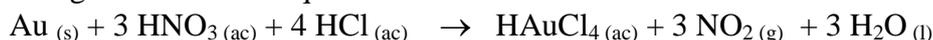
es:

- a) $1s^2 2s^2 2p^6$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$

3) Carina es una fanática seguidora de series de animé en Netflix. La serie que está viendo ahora tiene una duración total de 1175 minutos y la duración de cada uno de sus episodios es la misma. Hasta el momento, ha visto 5 episodios, lo que equivale a un 20% del total de la serie. Se afirma que el número total de episodios y la duración de cada episodio, expresada en minutos, respectivamente, son:

- a) 23 y 50
- b) 47 y 25
- c) 50 y 23
- d) 25 y 47

4) Considere la siguiente ecuación química balanceada:



Si se ponen a reaccionar 500 g de cada uno de los reactantes, se afirma que el número de moles de NO_2 que se obtiene es:

- a) 7,61
- b) 7,93
- c) 2,54
- d) 10,29

5) Se afirma que la opción que contiene el compuesto con el menor porcentaje en masa de nitrógeno es:

- a) NH_3
- b) Li_4N_2
- c) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
- d) NaNO_2

6) La masa de H_2O presente en todos los océanos de la Tierra es igual a $1,332 \times 10^{24}$ g. Se afirma que, en dicha cantidad de agua, la masa de electrones es igual a:

- a) $4,06 \times 10^{20}$ g
- b) $6,73 \times 10^{-5}$ g
- c) $6,74 \times 10^{-4}$ g
- d) $8,11 \times 10^{49}$ g

7) Respecto de las siguientes especies:



se afirma que:

- a) las especies ${}_{6}^{14}\text{X}$ e ${}_{7}^{14}\text{Y}$ son isótopos.
- b) las especies ${}_{7}^{14}\text{Y}^{3-}$ y ${}_{11}^{23}\text{A}^+$ son isoelectrónicas.
- c) las especies ${}_{6}^{14}\text{X}$ e ${}_{7}^{14}\text{Y}$ presentan el mismo número de neutrones.
- d) las especies ${}_{11}^{23}\text{A}^+$ y ${}_{10}^{20}\text{Z}$ presentan el mismo número de protones.

8) Dado el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\begin{cases} 5y - 2x = -16 \\ 4x - y = 5 \end{cases}$$

se afirma que el valor del elemento x del par ordenado $(x; y)$ que es solución del sistema es:

- a) -3
- b) 6
- c) $\frac{1}{2}$
- d) 0

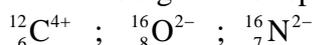
9) Se afirma que la opción que contiene el compuesto con la menor relación catión/anión es:

- a) ortofosfato de magnesio.
- b) bis[dihidrógeno tetraoxofosfato (V)] de magnesio.
- c) ortofosfito ácido de magnesio.
- d) bis[trioxofosfato (III)] de magnesio.

10) Un recipiente cerrado de paredes rígidas contiene n moles de un gas a una temperatura inicial T_i y a una presión inicial P_i . A dicho recipiente se le agrega gas hasta duplicar el número de moles iniciales, y simultáneamente se disminuye su temperatura a un tercio de T_i . Se afirma que la presión final del sistema, P_f , expresada en función de P_i , es igual a:

- a) $\frac{2}{3}P_i$
- b) $6P_i$
- c) $\frac{1}{6}P_i$
- d) $\frac{3}{2}P_i$

11) Considere un único ion de cada una de las siguientes especies:



Se afirma que el orden creciente respecto de su número de electrones es:

- a) ${}^{12}_6\text{C}^{4+} < {}^{16}_8\text{O}^{2-} < {}^{16}_7\text{N}^{2-}$
- b) ${}^{16}_8\text{O}^{2-} = {}^{16}_7\text{N}^{2-} < {}^{12}_6\text{C}^{4+}$
- c) ${}^{12}_6\text{C}^{4+} < {}^{16}_7\text{N}^{2-} < {}^{16}_8\text{O}^{2-}$
- d) ${}^{12}_6\text{C}^{4+} < {}^{16}_7\text{N}^{2-} = {}^{16}_8\text{O}^{2-}$

12) El estado de oxidación del elemento M en la especie $\text{Ca}_3(\text{MF}_6)_2$ es:

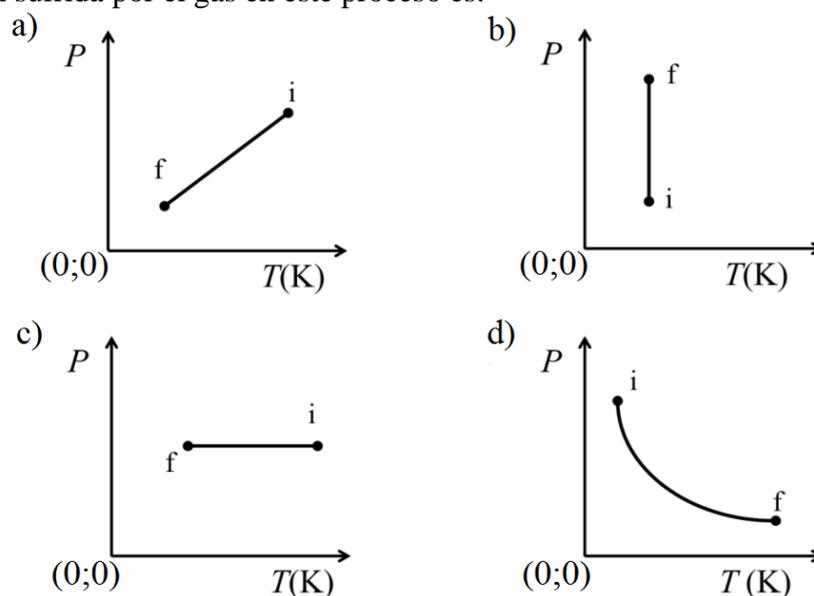
- a) 3+
- b) 4+
- c) 5+
- d) 6+

13) La densidad de un gas, medida a 100 °C y 2,00 atm de presión, es igual a $9,54 \times 10^{-3} \text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

Se afirma que la masa molar de dicho gas, expresada en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$, es:

- a) 146
- b) 39,1
- c) 0,0391
- d) 0,146

14) Para realizar una serie de experimentos en la Antártida, una científica decide llevar una muestra de un gas a estudiar en un envase de vidrio sellado. Los experimentos se realizan al aire libre, por lo que la muestra es transportada, siempre dentro del recipiente, desde el interior de la base (estado i), hacia el hielo antártico (estado f). Se afirma que el gráfico P vs. T que representa la transformación sufrida por el gas en este proceso es:

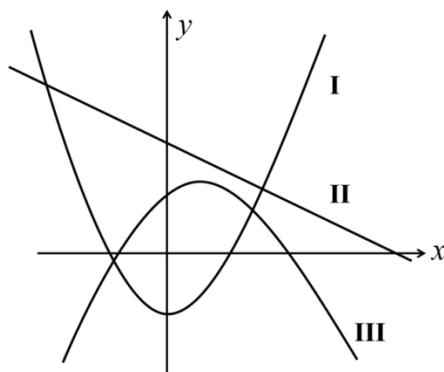


15) Considere una reacción química en la cual todos los reactantes y productos están en estado gaseoso.

Si luego de la reacción completa de los reactantes la presión se reduce a la mitad, manteniéndose constantes el volumen y la temperatura durante todo el proceso, se afirma que una posible ecuación química balanceada que representa dicho proceso es:

- a) $J_{(g)} + 2G_{(g)} \rightarrow JG_{2(g)}$ b) $JG_{2(g)} \rightarrow J_{(g)} + G_{2(g)}$
 c) $J_{(g)} + G_{(g)} \rightarrow JG_{(g)}$ d) $J_{(g)} + G_{(g)} \rightarrow A_{(g)} + E_{(g)}$

16) Considere un sistema de tres ecuaciones (I, II y III) cuyas representaciones gráficas se muestran en la siguiente figura:



se afirma que la cantidad de soluciones que tiene este sistema es:

- a) cero b) una c) dos d) cuatro

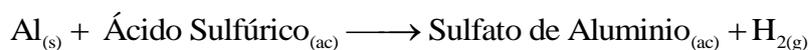
17) De las siguientes afirmaciones referidas a 1 mol de H_2O :

- I) Contiene un mol de átomos de H.
 II) Su masa es igual a 18 u.m.a.
 III) Contiene 3 mol de átomos.
 IV) Contiene $6,022 \times 10^{24}$ electrones.
 V) Contiene $1,084 \times 10^{25}$ protones.

se afirma que solo son correctas:

- a) I, II y V b) II, III y IV c) III y IV d) I y V

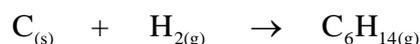
18) Una posible forma de generar hidrógeno gaseoso es la reacción que se representa a continuación



Se afirma que el número de moles de ácido necesario para reaccionar completamente con 15,0 mol de metal son:

- a) 3,00 b) 15,0 c) 22,5 d) 10,0

19) El hexano (C_6H_{14}) se puede sintetizar a partir de C y H_2 , de acuerdo con la siguiente ecuación química:



Se ponen a reaccionar 10,0 mol de C y 10,0 mol de H_2 dentro de un recipiente cerrado cuyo volumen es igual a 200 L, y a una temperatura constante igual a $75,0^\circ C$.

Se afirma que, luego de la reacción, la presión final del sistema es:

- a) 2,04 atm b) 0,408 atm c) 1,43 atm d) 0,204 atm

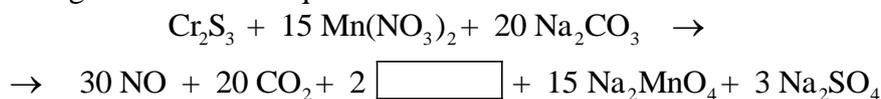
20) El análisis elemental de un compuesto clorado arroja los siguientes valores:

Elemento	C	H	O	Cl
Porcentaje en masa (%)	25,17	2,80	22,38	49,65

Sabiendo que una molécula de dicho compuesto tiene 2 átomos de cloro, se afirma que su masa molecular, expresada en u.m.a., es:

- a) 71,5 b) 143,0 c) 99,8 d) 64,5

21) Considere la siguiente ecuación química balanceada:



¿Cuál es la fórmula química de la oxosal que falta?

Transcriba su respuesta al recuadro correspondiente a este problema que se encuentra en la primera hoja

22) Una de las oxosales del telurio (Te) es el tetraoxotelurato (VI) de sodio. ¿Cuál es la fórmula química de dicha oxosal?

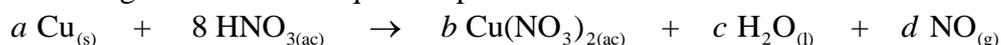
Transcriba su respuesta al recuadro correspondiente a este problema que se encuentra en la primera hoja

23) Lalo y Manuel fueron a la panadería a comprar medialunas dulces y saladas. Compraron 6 medialunas más de las dulces que de las saladas. Al volver a su hogar descubrieron que se habían olvidado 12 medialunas en la panadería, las cuales representan un tercio del total de facturas compradas.

¿Cuántas medialunas saladas compraron Lalo y Manuel?

Transcriba su respuesta al recuadro correspondiente a este problema que se encuentra en la primera hoja

24) Considere la siguiente ecuación química parcialmente balanceada:



¿Cuál es el valor del mínimo coeficiente estequiométrico entero identificado con la letra b que balancea la ecuación?

Transcriba su respuesta al recuadro correspondiente a este problema que se encuentra en la primera hoja

25) La descomposición térmica del carbonato de plata da, como únicos productos, plata metálica, dióxido de carbono y oxígeno gaseoso. Si se desea obtener 37,6 g de plata metálica, ¿cuál es la masa de carbonato de plata que debe descomponerse? Expresar su resultado en gramos y con tres cifras significativas.

Transcriba su respuesta al recuadro correspondiente a este problema que se encuentra en la primera hoja

BASE DE DATOS

Nº de Avogadro = $6,022 \times 10^{23}$ partículas mol⁻¹
Masa del protón en reposo = $1,6725 \times 10^{-24}$ g
Masa del neutrón en reposo = $1,6748 \times 10^{-24}$ g
Masa del electrón en reposo = $9,1091 \times 10^{-28}$ g
Carga del electrón = $-1,601975 \times 10^{-19}$ C
1 u.m.a. = $1,6605 \times 10^{-24}$ g
 $R = 0,0821 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$
1 atm = 760 mmHg

0,0 °C = 273,15 K
 C.N.P.T.: 1 atm y 273,15 K
 Volumen de un mol de un gas medido en C.N.P.T. = 22,4 L

Elemento	Número atómico	Masa atómica / u.m.a.
Ag	47	107,9
Al	13	27,0
Au	79	197,0
C	6	12,0
Cl	17	35,5
Cr	24	52,0
Cu	29	63,5
F	9	19,0
Fe	26	55,8
H	1	1,0
Li	3	6,9
Mg	12	24,3
Mn	25	54,9
N	7	14,0
Na	11	23,0
O	8	16,0
P	15	31,0
S	16	32,1
Te	52	127,6

Respuestas correctas: 1) a, 2) a, 3) d, 4) a, 5) c, 6) a, 7) b, 8) c, 9) b, 10) a, 11) c, 12) a, 13) a, 14) a, 15) c, 16) a, 17) c, 18) c, 19) d, 20) b, 21) Na_2CrO_4 , 22) Na_2TeO_4 , 23) 15, 24) 3, 25) 48,1

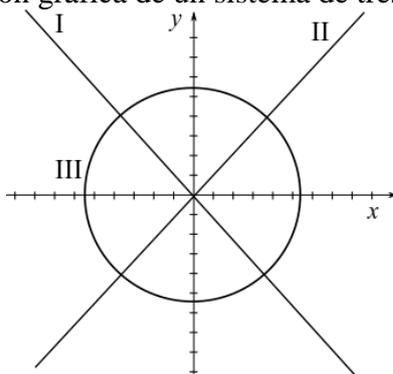
Recuperatorio del Segundo parcial

Todos los problemas tienen el mismo puntaje. Los últimos cinco problemas NO tienen opciones. Solo se corrige la plantilla (primera hoja del examen), la cual debe ser completada correctamente con lapicera azul o negra. NO se corregirán exámenes cuya plantilla haya sido corregida con corrector o confeccionada con lápiz. Los docentes encargados explicarán el modo de llenado de la plantilla. Este examen contiene 11 páginas.

Este examen se aprueba con un mínimo de catorce respuestas correctas (que corresponde a una calificación igual a 6).

Al final del examen se encuentra una tabla con los datos necesarios para resolver este examen.

1) Dada la siguiente representación gráfica de un sistema de tres ecuaciones (I, II y III):



se afirma que el sistema:

- a) posee una única solución.
- b) posee cuatro soluciones diferentes.
- c) posee cinco soluciones diferentes.
- d) no posee solución.

2) Se afirma que la opción que contiene una especie que presenta un total de 15 protones es:

- a) ${}_{15}^{31}\text{L}^{3+}$
- b) ${}_{7}^{15}\text{R}$
- c) ${}_{14}^{28}\text{Z}^{+}$
- d) ${}_{18}^{40}\tilde{\text{N}}^{3-}$

3) El hidróxido de litio se emplea en las misiones espaciales para eliminar del aire el anhídrido carbónico exhalado por los astronautas. El hidróxido de litio sólido reacciona con este gas para dar carbonato de litio sólido y agua. Suponiendo que un astronauta exhala 1,000 kg de anhídrido carbónico por día, se afirma que la masa, expresada en g, de hidróxido de litio que se requiere para eliminarlo es:

- a) 543,2
- b) 1086
- c) 857,0
- d) 1,086

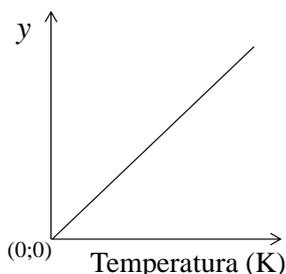
4) En un mol de ${}_{13}^{27}\text{Al}^{3+}$ hay:

- a) 13 mol de protones, 27 mol de neutrones y 16 mol de electrones.
- b) 16 mol de protones, 40 mol de neutrones y 10 mol de electrones.
- c) 10 mol de protones, 30 mol de neutrones y 13 mol de electrones.
- d) 13 mol de protones, 14 mol de neutrones y 10 mol de electrones.

5) De los siguientes compuestos, se afirma que el que tiene mayor relación catión/anión es:

- a) nitrato férrico.
- b) peróxido de sodio.
- c) tetraoxofosfato (V) de trihidrógeno.
- d) cloruro de magnesio.

6) Considere un mol de gas contenido en un recipiente cerrado y la siguiente representación gráfica de una isocora para ese gas:



Se afirma que la variable dependiente (y) puede corresponder a:

- a) constante de los gases, R .
- b) volumen, V .
- c) número de moles, n .
- d) presión, P .

7) En la atmósfera existen compuestos formados únicamente por nitrógeno y oxígeno. Uno de ellos tiene un porcentaje en masa de nitrógeno igual al 20,0 %. Se afirma que su fórmula empírica es:

- a) N_2O_7
- b) N_2O_5
- c) NO_4
- d) NO_5

8) Si un átomo con $A = 31$ y $Z = 15$ pierde un electrón, se afirma que la configuración electrónica de la especie que se forma es:

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

13) Un recipiente cerrado de 5,00 L de capacidad contiene solo una cierta cantidad de anhídrido sulfuroso gaseoso a una temperatura igual a 350 K y a una presión igual a 650 mmHg.

Se afirma que el número total de átomos presentes en el recipiente es:

- a) $8,97 \times 10^{22}$ b) $4,03 \times 10^{23}$ c) $1,34 \times 10^{23}$ d) $2,69 \times 10^{23}$

14) De las siguientes afirmaciones referidas a la estructura atómica:

I) La masa atómica, expresada en u.m.a., es igual a su número másico.

II) El número atómico siempre es menor o igual al número másico.

III) En átomos neutros el número de electrones es igual al número atómico.

IV) Átomos de distintos elementos siempre tienen distinto número másico.

solo son correctas:

- a) I y II b) II y III c) III y IV d) I y IV

15) Sobre un sistema gaseoso cerrado se realizan dos transformaciones sucesivas: primero, se disminuye su volumen isotérmicamente a la mitad; y luego se disminuye su temperatura isocóricamente (a volumen constante) a $\frac{1}{4}$ de su valor inicial.

Se afirma que la presión del sistema en el estado final (P_f), expresada en función de la presión del sistema antes de ser perturbado (P_i), es:

- a) $P_f = \frac{1}{2} P_i$ b) $P_f = 2P_i$ c) $P_f = \frac{1}{8} P_i$ d) $P_f = 8P_i$

16) En un recipiente se coloca 1 mol de un compuesto A y 2 mol de un compuesto J, que reaccionan de acuerdo con la siguiente ecuación química balanceada:



Se afirma que el reactivo limitante y el número de moles de T que se forman son, respectivamente:

- a) A y $\frac{1}{3}$ b) A y 1 c) J y 2 d) J y 1

17) Considere el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\begin{cases} y = 2x + 2 \\ y + 2x = -(x^2 + 2) \end{cases}$$

Se afirma que dicho sistema:

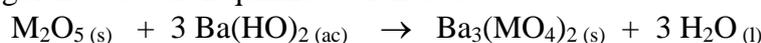
- a) incompatible, sin par ordenado que sea solución del sistema.
 b) indeterminado, con infinitos pares ordenados que son solución del sistema.
 c) determinado, con dos pares ordenados distintos que son solución del sistema.
 d) determinado, con dos pares ordenados iguales que son solución del sistema.

18) Se sabe que el Au en la naturaleza está formado por un 100% de un único isótopo $^{197}_{79}\text{Au}$.

Se afirma que en una pulsera de Au con masa igual a 3,00 g hay:

- a) 0,0152 mol de protones. b) $7,24 \times 10^{23}$ protones.
 c) $1,81 \times 10^{24}$ neutrones. d) 1,80 mol de protones más neutrones.

19) Considere la siguiente ecuación química balanceada:



Transcriba su respuesta al recuadro correspondiente a este problema que se encuentra en la primera hoja

BASE DE DATOS

N° de Avogadro = $6,022 \times 10^{23}$ partículas mol ⁻¹ Masa del protón en reposo = $1,6725 \times 10^{-24}$ g Masa del neutrón en reposo = $1,6748 \times 10^{-24}$ g Masa del electrón en reposo = $9,1091 \times 10^{-28}$ g Carga del electrón = $-1,601975 \times 10^{-19}$ C 1 u.m.a. = $1,6605 \times 10^{-24}$ g $R = 0,0821$ atm L mol ⁻¹ K ⁻¹ 1 atm = 760 mmHg 0,0 °C = 273,15 K C.N.P.T.: 1 atm y 273,15 K Volumen de un mol de un gas medido en C.N.P.T. = 22,4 L

Elemento	Número atómico	Masa atómica / u.m.a.
As	33	74,9
Au	79	197,0
Ba	56	137,3
C	6	12,0
Cl	17	35,5
Cr	24	52,0
Fe	26	55,8
H	1	1,0
Hg	80	200,6
K	19	39,1
Li	3	6,9
Mg	12	24,3
N	7	14,0
Na	11	23,0
O	8	16,0
P	15	31,0
S	16	32,1

Respuestas correctas: 1) d, 2) a, 3) b, 4) d, 5) c, 6) d, 7) a, 8) c, 9) c, 10) d, 11) c, 12) d, 13) d, 14) b, 15) a, 16) a, 17) d, 18) b, 19) a, 20) c, 21) 14, 22) sulfuro mercuríco, 23) 4, 24) 5,65, 25) C₁₃H₁₈O₂

Recuperatorio de regularidad del Segundo parcial

Todos los problemas tienen el mismo puntaje. Los últimos dos problemas NO tienen opciones. Solo se corrige la plantilla (primera hoja del examen), la cual debe ser completada correctamente con lapicera azul o negra. NO se corregirán exámenes cuya plantilla haya sido corregida con corrector o confeccionada con lápiz. Los docentes encargados explicarán el modo de llenado de la plantilla.

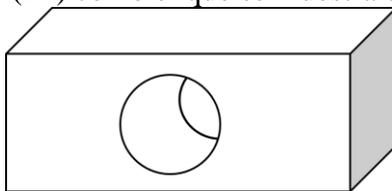
Este examen contiene 6 páginas y se aprueba con un mínimo de cuatro respuestas correctas.

Al final del examen se encuentra una tabla con los datos necesarios para resolver este parcial.

1) Según la nomenclatura sistemática, el nombre del compuesto LiH_2AsO_3 es:

- a) dihidrógeno arseniato (III) de litio.
- b) arsenito diácido de litio.
- c) dihidrógeno trioxoarseniato (III) de litio.
- d) trioxoarseniato (III) diácido de litio.

2) Considere un bloque de hafnio (Hf) como el que se muestra en la siguiente figura:



Si se sabe que la masa del bloque es igual a 0,8925 g, se afirma que el número de núcleos de Hf presentes en el mismo es igual a:

- a) $3,011 \times 10^{21}$
- b) $9,594 \times 10^{25}$
- c) $2,168 \times 10^{23}$
- d) $4,18 \times 10^{19}$

3) Considere el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\begin{cases} 2x - 3y = 4 \\ 4y - x = -2 \end{cases}$$

se afirma que el valor de la incógnita x del par ordenado $(x; y)$ que la satisface es:

- a) 0
- b) -1
- c) 2
- d) -2

4) La especie ${}^Z\text{M}^{2+}$ posee la misma configuración electrónica que el anión F^- . Se afirma que la configuración electrónica del elemento neutro M es:

- a) $1s^2 2s^2 2p^6$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$

5) Doña Ana les ofrece unos caramelos a sus nietos. Germán se adelanta y saca quince caramelos. Después, Manuel saca la mitad del resto.

Si en la caramelera quedan 33 caramelos, se afirma que la cantidad inicial de caramelos que había inicialmente es:

- a) 36
- b) 81
- c) 32
- d) 51

6) Se tiene una habitación presurizada en la que se simulan las condiciones de la atmósfera. Esta habitación cerrada es un prisma rectangular cuyos lados miden 4,00 m y 5,00 m y cuya altura es igual a 3,00 m. Dentro de la misma solo hay oxígeno molecular a 300 K y con una presión igual a 0,210 atm. Se afirma que la masa de oxígeno en la habitación es igual a:

$$\begin{aligned} \text{Volumen del prisma rectangular} &= l_1 \times l_2 \times l_3 \\ 1 \text{ mL} &= 1 \text{ cm}^3 \end{aligned}$$

- a) $5,12 \times 10^{-3}$ g
- b) $1,64 \times 10^4$ g
- c) 164 g
- d) 512 g

7) En 150 g de CO_2 hay el mismo número de núcleos de carbono que en:

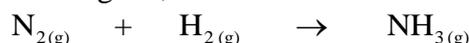
- a) 78,0 u.m.a. de C_6H_6 .
- b) 0,568 mol de C_6H_6 .
- c) 25,0 g de C_6H_6 .
- d) $\frac{1}{6}$ mol C_6H_6 .

8) Dadas las siguientes afirmaciones en relación con la reacción que se muestra a continuación:



- I) Se producen 3 mol de S por mol de H_2S consumido.
 II) Se producen 3 g de S por cada gramo de SO_2 consumido.
 III) Se produce 1 mol de H_2O por mol de H_2S consumido.
 IV) Dos tercios de los moles de S producido, proceden del H_2S .
 V) El número de moles de productos formados es igual al de reactantes consumidos.
 Se afirma que únicamente son verdaderas:
 a) III y IV b) III y V c) I, II y III d) II y V

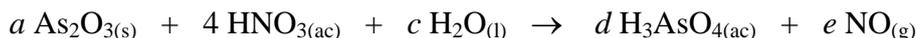
9) Una de las reacciones químicas más importantes a escala industrial es la de producción de amoníaco a partir de nitrógeno e hidrógeno, como se muestra en la siguiente ecuación química:



Se estima que un 1% de la energía mundial se utiliza para producir 160 millones de toneladas de amoníaco. Si se mezclan 20,0 g de ambos reactantes, ¿Cuál es la masa del reactivo en exceso que queda sin reaccionar? Exprese el resultado en gramos y con tres cifras significativas.

Transcriba su respuesta al recuadro correspondiente a este problema que se encuentra en la primera hoja.

10) Considere la reacción que se presenta en la siguiente ecuación química parcialmente balanceada:



¿Cuál es el coeficiente estequiométrico correspondiente al agua que balancea completamente esta reacción?

Transcriba su respuesta al recuadro correspondiente a este problema que se encuentra en la primera hoja.

BASE DE DATOS

Nº de Avogadro = $6,022 \times 10^{23}$ partículas mol^{-1}
Masa del protón en reposo = $1,6725 \times 10^{-24}$ g
Masa del neutrón en reposo = $1,6748 \times 10^{-24}$ g
Masa del electrón en reposo = $9,1091 \times 10^{-28}$ g
Carga del electrón = $-1,601975 \times 10^{-19}$ C
1 u.m.a. = $1,6605 \times 10^{-24}$ g
$R = 0,0821 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$
1 atm = 760 mmHg
0,0 °C = 273,15 K
C.N.P.T.: 1 atm y 273,15 K
Volumen de un mol de un gas medido en C.N.P.T. = 22,4 L

Elemento	Número atómico	Masa atómica / u.m.a.
As	33	74,9
C	6	12,0
F	9	19,0
H	1	1,0
Hf	72	178,5
Li	3	6,9
N	7	14,0
O	8	16,0

P	15	31,0
S	16	32,1

Respuestas correctas: 1) c, 2) a, 3) c, 4) a, 5) b, 6) b, 7) b, 8) a, 9) 15,7, 10) 7

Examen final

Todos los problemas tienen el mismo puntaje. Los últimos seis problemas NO tienen opciones. Sólo se corrige la plantilla (primera hoja del examen) completada correctamente con lapicera azul o negra. NO se corregirán exámenes finales cuyas plantillas hayan sido corregidas con corrector o confeccionadas con lápiz. Los docentes encargados explicarán el modo de llenado de la plantilla. Al final del examen se encuentra una tabla con los datos necesarios para resolver este examen final. Este examen contiene 12 páginas.

Este examen final se aprueba con un mínimo de quince respuestas correctas (que corresponde a una calificación igual a 4).

1) Se tiene un frasco de vidrio tapado, que contiene agua, tres cubos de hielo, aceite y una moneda de oro, ocupando la mitad del volumen del recipiente.

Se afirma que dicho sistema material es:

- a) cerrado y con cuatro fases.
- b) aislado y con cuatro fases.
- c) cerrado y con más de cuatro fases.
- d) aislado y con más de cuatro fases.

2) Cuatro coronas (I, II, III y IV) fueron fabricadas con distintos materiales, y poseen la misma masa. Las densidades de los materiales usados para cada corona se muestran en la siguiente tabla:

Material de la corona	I	II	III	IV
Densidad (g/mL)	7,87	7,29	8,90	7,10

Respecto de los volúmenes de las coronas (V), se afirma que:

- a) $V_I < V_{III}$
- b) $V_I < V_{IV}$
- c) $V_{IV} < V_{III}$
- d) $V_{II} < V_I$

3) Se tienen tres balones evacuados (I, II Y III), en los que se colocan distintas cantidades de benceno, agua y metanol, respectivamente. Posteriormente, se sumergen en un baño térmico a 25 °C. Transcurridas unas horas, se verifica que el número de moléculas presentes en la fase gaseosa es el mismo en cada uno de los balones.

Se afirma que la relación de orden entre los volúmenes (V) de la fase gaseosa presente en cada uno de los balones es:

Datos: $P_{\text{vap,benceno}, 25^\circ\text{C}}=94,7 \text{ mmHg}$; $P_{\text{vap,agua}, 25^\circ\text{C}}=23,8 \text{ mmHg}$; $P_{\text{vap,metanol}, 25^\circ\text{C}}=135 \text{ mmHg}$

- a) $V_I < V_{II} < V_{III}$
- b) $V_{II} < V_I < V_{III}$
- c) $V_{III} < V_I < V_{II}$
- d) $V_{III} < V_{II} < V_I$

4) Se afirma que las principales funciones de los siguientes componentes celulares:

cloroplasto – membrana nuclear – mitocondria – ribosoma

son, respectivamente:

- a) fotosíntesis – protección del material genético – respiración celular – síntesis de proteínas.
- b) respiración celular – dar forma a la célula – fotosíntesis – reciclaje de componentes celulares.
- c) fotosíntesis – protección del material genético – síntesis de proteínas – respiración celular.
- d) respiración celular – transporte de sustancias – reciclaje de componentes celulares – síntesis de proteínas.

5) Dada la siguiente expresión:

$$\frac{\sqrt{x^3 y^4}}{y x^2} = x$$

se afirma que el valor de x que la satisface es:

- a) $y^{\frac{3}{2}}$ b) $y^{-\frac{2}{3}}$ c) $y^{-\frac{3}{2}}$ d) $y^{\frac{2}{3}}$

6) La velocidad de un cuerpo en movimiento $v(t)$ en función del tiempo (t) tiene la siguiente expresión:

$$v(t) = v_i + a \cdot t$$

En donde v_i y a son la velocidad inicial y la aceleración del cuerpo, respectivamente. Respecto de $v(t)$ se afirma que:

- a) es una función cuadrática, cuya representación es una parábola.
 b) establece una relación directamente proporcional entre $v(t)$ y t .
 c) es una función lineal, en donde la aceleración es la pendiente.
 d) es una función lineal, en donde la aceleración es la ordenada al origen.

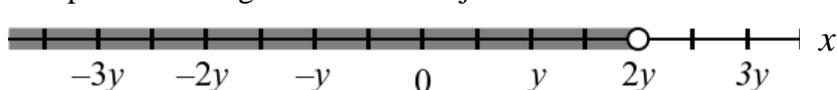
7) Considere la siguiente expresión:

$$\frac{\log(\sqrt[4]{t}) - \log\left(\frac{1}{t}\right)}{\log(t^{-5})}$$

Se afirma que es equivalente a:

- a) $-\frac{1}{4}$ b) $\frac{1}{4}$ c) -1 d) $-\log(t)$

8) Dada la siguiente representación gráfica de un conjunto de valores de x :



se afirma que una expresión que la describe es:

- a) $x < 2y$ b) $y < 2x$ c) $x < -2y$ d) $y < -2x$

9) Dada la siguiente desigualdad:

$$\sqrt{(2-m)^2} \geq 5$$

se afirma que el conjunto de todos los valores de m que la satisfacen es:

- a) b) c) d)
- Each number line has tick marks at -3 and 0 , and is labeled m at the right end. Shading is indicated by diagonal lines.

11) En el Sistema Internacional de Unidades, la unidad física de viscosidad dinámica es el pascal-segundo, que corresponde exactamente a $1 \text{ N}\cdot\text{s}\cdot\text{m}^{-2}$, mientras que en el Sistema Imperial la unidad física de viscosidad dinámica es el reyn, que equivale a $1 \text{ lbf}\cdot\text{s}\cdot\text{in}^{-2}$.

Se afirma que si se quiere expresar en reyns una viscosidad dinámica medida en $\text{N}\cdot\text{s}\cdot\text{m}^{-2}$, la parte numérica del factor de conversión de unidades es:

Datos: 1 libra fuerza (lbf) = 4,448 N

1 pulgada (in) = 0,02540 m

- a) $5,710 \times 10^{-3}$ b) $1,450 \times 10^{-4}$ c) 6894 d) 175,1

12) Una camioneta cargada con 3 barriles de aceite tiene una masa total igual a $(2543 \pm 5) \text{ kg}$. Al llegar al mercado se descargan los barriles y se los pesa, encontrándose que cada uno de ellos tiene una masa igual a $(223 \pm 1) \text{ kg}$.

Se afirma que la masa de la camioneta descargada es igual a:

- a) $(2320 \pm 4) \text{ kg}$ b) $(1874 \pm 8) \text{ kg}$ c) $(1874 \pm 2) \text{ kg}$ d) $(2320 \pm 6) \text{ kg}$

13) Considere el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\begin{cases} y = 2x + 5 \\ y = -\frac{1}{2}x + 3 \end{cases}$$

Respecto de la clasificación del sistema según el conjunto solución, se afirma que es un sistema:

- a) compatible determinado con una única solución.
b) incompatible.
c) compatible indeterminado.
d) compatible determinado con dos soluciones.

14) La tetrodotoxina ($\text{C}_{11}\text{H}_{17}\text{N}_3\text{O}_8$) es una sustancia producida por el pez globo y es una de las más venenosas para el ser humano. Si es ingerida, 2,50 mg de este compuesto pueden matar a una persona de 70 kg.

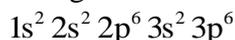
Se afirma que el número de moléculas presentes en 2,50 mg de tetrodotoxina es:

- a) $7,84 \times 10^{-3}$ b) $4,72 \times 10^{18}$ c) $7,84 \times 10^{-6}$ d) $4,72 \times 10^{21}$

15) El clorhidrato de Propinox ($\text{C}_{21}\text{H}_{24}\text{O}_3\text{NCl}$) es un antiespasmódico que se utiliza en tratamiento de dolores del tracto digestivo. Se afirma que el elemento con mayor porcentaje en masa en su composición es

- a) carbono b) hidrógeno c) cloro d) oxígeno

16) Un elemento X forma un catión con la siguiente configuración electrónica:



Además, si dicho catión se combina con oxígeno, forma un óxido con fórmula XO.

Se afirma que el elemento X pertenece al:

- a) período 3 y grupo 18. b) período 3 y grupo 2.
c) período 2 y grupo 4. d) período 4 y grupo 2.

17) La experiencia de Thomson consistió en generar un alto potencial entre dos electrodos situados dentro de un tubo al que se la practicó vacío, generando así los denominados rayos catódicos. Respecto de las conclusiones a las se llegó con este experimento, se afirma que:

- a) los rayos catódicos son partículas con carga positiva.
b) se determinó que la carga del electrón es igual a $-1,601975 \times 10^{-19} \text{ C}$.

- c) existe un núcleo pequeño y denso con carga positiva.
 d) las partículas descubiertas son constituyentes de cualquier átomo.

18) Considere una especie neutra J. Se sabe que la suma de su número atómico y su número másico es igual a 28 y que la diferencia entre su número másico y su número atómico es igual a 10.

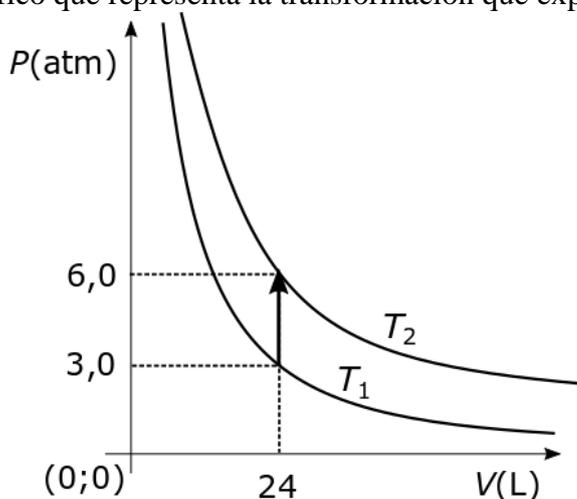
Se afirma que la configuración electrónica de J es:

- a) $1s^2 2s^2 2p^6$ b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
 c) $1s^2 2s^2 2p^5$ d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

19) Se afirma que, según la nomenclatura tradicional, el nombre del compuesto $Pb(ClO_4)_2$ es:

- a) perclorato plumboso. b) perclorato plúmbico.
 c) hipoclorito plumboso. d) hipoclorito plúmbico.

20) Dado el siguiente gráfico que representa la transformación que experimenta 3,00 mol de gas:



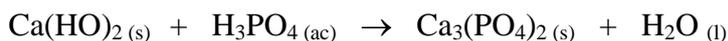
se afirma que el cociente $\frac{T_2}{T_1}$, donde ambas temperaturas están expresadas en kelvin, es igual a:

- a) 2 b) $\frac{1}{2}$ c) 3 d) $\frac{1}{3}$

21) Un sistema gaseoso cerrado contiene 2,00 mol de un gas, a una temperatura igual a $40,0^\circ C$ y a una presión igual a $1,14 \times 10^5$ mmHg. Se afirma que el volumen del sistema, expresado en litros es:

- a) 0,343 b) 0,044 c) 4,51 d) $5,76 \times 10^{-5}$

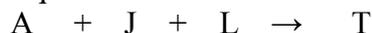
22) El hidróxido de calcio reacciona con el ácido ortofosfórico según la siguiente ecuación química:



Se combinan masas iguales de cada uno de los reactivos y se obtienen 0,50 mol de sal al finalizar la reacción. Se afirma que el reactivo limitante y la masa inicial de cada reactivo, respectivamente, son:

- a) $Ca(OH)_2$ y 98 g. b) H_3PO_4 y 98 g.
 c) $Ca(OH)_2$ y 111 g. d) H_3PO_4 y 111 g.

23) Considere la siguiente ecuación química no balanceada:



Transcriba su respuesta al recuadro correspondiente a este problema que se encuentra en la primera hoja

Base de datos

Nº de Avogadro = $6,022 \times 10^{23}$ partículas mol⁻¹
 Masa del protón en reposo = $1,6725 \times 10^{-24}$ g
 Masa del neutrón en reposo = $1,6748 \times 10^{-24}$ g
 Masa del electrón en reposo = $9,1091 \times 10^{-28}$ g
 Carga del electrón = $-1,601975 \times 10^{-19}$ C
 1 u.m.a. = $1,6605 \times 10^{-24}$ g

$R = 0,0821$ atm L mol⁻¹ K⁻¹
 1 atm = 760 mmHg
 0 °C = 273,15 K
 CNPT: 1 atm y 273,15 K
 Volumen de un mol de un gas medido en CNPT = 22,4 L

Elemento	Número atómico	Masa atómica / u.m.a.
C	6	12,0
Ca	20	40,1
Cl	17	35,5
H	1	1,0
N	7	14,0
O	8	16,0
P	15	31,0
Pb	82	207,2

Submúltiplo	Prefijo	Símbolo
10 ⁻¹	deci	d
10 ⁻²	centi	c
10 ⁻³	mili	m
10 ⁻⁶	micro	μ
10 ⁻⁹	nano	n
10 ⁻¹²	pico	p
10 ⁻¹⁵	femto	f
10 ⁻¹⁸	ato	a

Múltiplo	Prefijo	Símbolo
10 ¹	deca	Da
10 ²	hecto	h
10 ³	kilo	k
10 ⁶	mega	M
10 ⁹	giga	G
10 ¹²	tera	T
10 ¹⁵	peta	P
10 ¹⁸	exa	E

Respuestas correctas: 1) c, 2) b, 3) c, 4) a, 5) d, 6) c, 7) a, 8) a, 9) c, 11) b, 12) b, 13) a, 14) b, 15) a, 16) d, 17) d, 18) c, 19) a, 20) a, 21) a, 22) c, 23) b, 24) 3,03, 25) Pb(HCO₃)₂, 26) 12, 5, 3, 2, 27) $7,06 \times 10^{-4}$, 28) C₂₈H₄₆O, 29) (5,7 ± 0,5), 30) (1; -1),

Contenido

PRIMER PARCIAL	237
RECUPERATORIO DEL PRIMER PARCIAL.....	242
RECUPERATORIO REGULARIDAD PRIMER PARCIAL	248
SEGUNDO PARCIAL.....	250
RECUPERATORIO DEL SEGUNDO PARCIAL.....	255
RECUPERATORIO DE REGULARIDAD DEL SEGUNDO PARCIAL	260
EXAMEN FINAL.....	263

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

GRUPO		18 VIIIA																	
1	IA	13 IIIA 14 IVA 15 VA 16 VIA 17 VIIA																2	4.0
1	1	5 10.8 6 12.0 7 14.0 8 16.0 9 19.0 10 20.2																He	
2	2	13 IIIA 14 IVA 15 VA 16 VIA 17 VIIA																He	
3	3	5 10.8 6 12.0 7 14.0 8 16.0 9 19.0 10 20.2																He	
4	4	13 IIIA 14 IVA 15 VA 16 VIA 17 VIIA																He	
5	5	5 10.8 6 12.0 7 14.0 8 16.0 9 19.0 10 20.2																He	
6	6	13 IIIA 14 IVA 15 VA 16 VIA 17 VIIA																He	
7	7	5 10.8 6 12.0 7 14.0 8 16.0 9 19.0 10 20.2																He	
1	1	5 10.8 6 12.0 7 14.0 8 16.0 9 19.0 10 20.2																He	
2	2	13 IIIA 14 IVA 15 VA 16 VIA 17 VIIA																He	
3	3	5 10.8 6 12.0 7 14.0 8 16.0 9 19.0 10 20.2																He	
4	4	13 IIIA 14 IVA 15 VA 16 VIA 17 VIIA																He	
5	5	5 10.8 6 12.0 7 14.0 8 16.0 9 19.0 10 20.2																He	
6	6	13 IIIA 14 IVA 15 VA 16 VIA 17 VIIA																He	
7	7	5 10.8 6 12.0 7 14.0 8 16.0 9 19.0 10 20.2																He	

LANTÁNIDOS

58	140.1	59	140.9	60	144.2	61	(145)	62	150.4	63	152.0	64	157.3	65	158.9	66	162.5	67	164.9	68	167.3	69	168.9	70	173.0	71	175.0
Ce		Pr		Nd		Pm		Sm		Eu		Gd		Tb		Dy		Ho		Er		Tm		Yb		Lu	
CERIO		PRASEODIMIO		NEODIMIO		PROMECIO		SAMARIO		EUROPIO		GADOLINIO		TERBIO		DISPROSIO		HOLMIO		ERBIO		TULIO		ITERBIO		LUTECIO	

ACTÍNIDOS

90	232.0	91	231.0	92	238.0	93	(237)	94	(244)	95	(243)	96	(247)	97	(247)	98	(251)	99	(252)	100	(257)	101	(258)	102	(259)	103	(262)
Th		Pa		U		Np		Pu		Am		Cm		Bk		Cf		Es		Fm		Md		No		Lr	
TORIO		PROTACTINIO		URANIO		NEPTUNIO		PLUTONIO		AMERICIO		CURIO		BERKELIO		CALIFORNIO		EINSTEINIO		FERMIO		MENDELEVIO		NOBELIO		LAWRENCEIO	

(*) Las masas atómicas se dan con una cifra después de la coma. Para aquellos elementos que no presentan isótopos estables, se da entre paréntesis el número másico del isótopo que tiene una vida media más larga.

GRUPO (RECOMENDACIÓN IUPAC) → GRUPO

NÚMERO ATÓMICO → 6 ← MASA ATÓMICA (*)

SÍMBOLO QUÍMICO → C ← NOMBRE

CARBONO → C ← NOMBRE

PERÍODO

Índice

Tomo 1

Personal docente.....	I
Cronograma.....	II
Presentación FCQ.....	III
Historia de la UNC.....	V
Programa analítico.....	XI
Sistema de cursado y evaluación.....	XIII
Reglamento de enseñanza.....	XVII
Aula virtual.....	XVIII
Tutorías.....	XIX
Área orientación.....	XX
Comisión de género.....	XXI
Mapa Ciudad Universitaria.....	XXIV
La construcción del conocimiento científico.....	1
La materia.....	17
Biología.....	57
Números reales.....	89
Relaciones y funciones.....	133
La medición.....	187
Actividades experimentales – Parte 1.....	235

Tomo 2

Personal docente.....	I
Cronograma.....	II
Ecuaciones.....	1
Naturaleza eléctrica y estructura interna del átomo.....	29
El lenguaje de la química.....	81
Unidades de medición del universo químico.....	141
El estado gaseoso.....	167
Estequiometría.....	193
Actividades experimentales – Parte 2.....	227
Exámenes 2019.....	237
Tabla periódica.....	271