COLEGIO DE BACHILLERES

COORDINACIÓN DEL SISTEMA DE ENSEÑANZA ABIERTA

DIRECCIÓN DE PLANEACIÓN ACADÉMICA

QUÍMICA II

FASCÍCULO I

CUANTIFICACIÓN ELEMENTAL DE LOS COMPUESTOS Y LA EXISTENCIA DEL ÁTOMO

David Nahon Vázquez
María de Lourdes Castro Buendía

INTRODUCCIÓN

Los fundamentos de la Química moderna se establecieron a finales del siglo XVIII, cuando se generalizó el uso de la balanza, dándole con ello su carácter cuantitativo. En esa época la Química se transformó en ciencia cuantitativa, pues se buscó correlacionar los estudios de los experimentos realizados en el laboratorio, con las explicaciones propuestas para los fenómenos estudiados. Así fue como se estableció la Teoría atómica propuesta por John Dalton en 1803.

La importancia del estudio de esta teoría radica en que ayudó a responder preguntas que se ha hecho la humanidad desde la época de los griegos o quizás antes; por ejemplo: ¿cómo está hecha la materia? ¿Se puede dividir infinitamente una muestra de hierro o cobre, sin que deje de ser hierro o cobre?

Cuando dicha teoría fue aceptada, permitió explicar las relaciones existentes entre los átomos, los elementos y los compuestos químicos.

En la actualidad, los conocimientos anteriores nos permiten calcular, a partir de datos experimentales, las fórmulas mínimas y moleculares de un compuesto, así como entender por qué y cómo suceden los fenómenos naturales, gracias a lo cual conocemos la estructura de la materia.

CUESTIONAMIENTO GUÍA

La Química estudia la estructura, reacciones y propiedades de las diversas formas de la materia, todas estas formas constituidas por átomos.

¿Sabes cómo se llegó a suponer y confirmar esto?

Para comprender la Química es necesario conocer cómo surgió la propuesta acerca de la existencia de los átomos. Esto se logró indirectamente, mediante numerosos e ingeniosos experimentos y deducciones lógicas derivadas de ellos.

¿Por qué necesitamos estudiar la estructura de la materia?

Este estudio es importante porque el comportamiento físico y químico de la materia depende de la manera en que los átomos se unen y cómo interactúan.

¿Qué relación existe entre los átomos y la formación de compuestos?

¿Qué información nos proporcionan las fórmulas acerca de los átomos que constituyen las moléculas?

Las sustancias puras son aquéllas cuya composición es uniforme, y cuyas propiedades son constantes y características. Existen algunas sustancias puras, que llamamos *elementos*, que no se pueden descomponer en otra u otras sustancias diferentes, ya que están formadas por un solo tipo de átomos.

Las sustancias puras formadas por dos o más tipos de átomos se llaman *compuestos*, de los que, por medio de experimentos, se sabe que tienen proporciones constantes y definidas de los elementos que las constituyen.

¿Sabías que si se tienen muestras de agua de río, mar, deshielo o potable, éstas presentan la misma proporción de átomos de hidrógeno y de oxígeno?

Las respuestas a estas preguntas las encontrarás al estudiar este fascículo.

En el fascículo IV de Química I se estudiaron las leyes de los gases y se estableció el llamado Modelo Cinético-Molecular; recordarás que parte de la explicación de dichas leyes se basa en la suposición de que la materia está constituida por partículas (pequeñas partes) o moléculas separadas por un espacio vacío y es por ello que la materia (en especial los gases) se puede comprimir, expandir y que por el movimiento continuo de dichas partículas se ejerce una presión sobre las paredes del recipiente que la contiene. Estas y otras observaciones, tales como las que en este fascículo se mencionan, dieron evidencias de la naturaleza corpuscular de la materia.

LEYES PONDERALES

Éstas son un conjunto de leyes que se descubrieron mediante la experimentación y hacen referencia a las relaciones que, en una reacción química, cumplen los pesos de las sustancias reaccionantes y de los productos de la reacción. Estas leyes son:

Ley de la conservación de la masa o de Lavoisier.

Ley de los pesos equivalentes propuesta por Ritcher.

Ley de las proporciones constantes o definidas de Proust.

Ley de las proporciones múltiples debida a Dalton.

LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA

La explicación de los extraños cambios de peso durante la combustión se tuvo que buscar en los gases que aparecían o desaparecían mientras se formaban nuevas sustancias. Pese al lento desarrollo de su estudio, desde Jean Baptista van Helmont (1577-1644) hasta Georg Ernest Sthal (1660-1734), no se había intentado tomarlos en cuenta. Pensando en los cambios de peso durante la combustión, los investigadores sólo tenían ojos para los sólidos y los líquidos. Las cenizas eran más ligeras que la madera, pero ¿qué ocurría con los vapores liberados por la madera ardiente? Éstos no se consideraban.

Antes de poder subsanar estas deficiencias era preciso que los químicos se familiarizaran más con los gases. Es por ello que el estudio de los mismos es tan importante en la Química (véase fascículo IV de Química I).

Reflexiona:

Si se pesa una vela de parafina, se enciende y después de permanecer prendida un tiempo en presencia de aire se pesa de nuevo, se observa que aparentemente la vela pierde peso en este cambio químico.

¿Se destruye materia?

Por otra parte, si se pesa un clavo de hierro, se deja en contacto con el aire húmedo y se pesa de nuevo, se observa que aparentemente el peso del clavo aumenta en este cambio químico.

¿Se crea materia?

Desde el principio de sus investigaciones, Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794) reconoció la importancia de las mediciones precisas. Lavoisier, siendo más sistemático, utilizó la cuantificación como instrumento para derribar viejas teorías que entorpecían el progreso de la Química, ya que aún en 1770 existían científicos que seguían aceptando la vieja concepción griega de los cuatro elementos y de la transmutación ya que, por ejemplo, el agua se transformaría en tierra, calentándola durante mucho tiempo.

Durante 101 días, Lavoisier hirvió agua en un aparato que condensaba el vapor y lo devolvía al matraz, de manera que en el transcurso del experimento no se perdía sustancia alguna (pesó el agua y el recipiente, antes y después del experimento).



Figura 1. Antoine L. Lavoisier (1743-1794), científico francés que aplicó la Cuantificación a la Química, la que lo llevó a proponer la Ley de la conservación de la materia.

El sedimento (la tierra) apareció, pero el agua no varió de peso durante la ebullición. Si embargo, una vez extraído el sedimento, resultó que el matraz pesaba menos, justamente lo que pesaba el sedimento. Es decir, el sedimento no era agua convertida en tierra, sino vidrio atacado por el agua caliente y precipitado como sedimento.

De manera similar, Lavoisier estudió la combustión, fenómeno que era problemático explicar para la Química del siglo XVIII. En este estudio también mostró que si en el curso de los experimentos se tenían en cuenta todas las sustancias que formaban parte en la reacción química y todos los productos formados, nunca habría un cambio de peso (o utilizando el término más preciso, un cambio de masa). Es por ello que Lavoisier mantuvo la idea de que la masa no se crea ni se destruye, sino que solamente cambia de una sustancia a otra. Ésta es la llamada *Ley de la conservación de la masa*[1], formulada en 1783, la cual sirvió de fundamento para la Química del siglo XIX.

Las conclusiones obtenidas por Lavoisier fueron tan importantes, que los químicos aceptaron sin reserva el uso de la cuantificación en sus investigaciones.

PRÁCTICA DE LABORATORIO NÚM. 1: "DETERMINACIÓN DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA"

Objetivo

Se tratará de encontrar si la cantidad total de materia involucrada en diferentes tipos de cambios sufre alguna variación.

Materiales

- Alambre de cobre del núm. 16, 1m (aprox.)
- Balanza granataria con plataforma, con precisión de 0.1 g
- 1 vela
- Ácido sulfúrico diluido, 100 ml
- Cubos de hielo
- Disolución de cloruro de bario (II), $BaCl_2$ 100 ml
- 2 matraces Erlenmeyer de 250 ml
- 1 matraz Erlenmeyer de 500 ml
- 1 frasco de vidrio de boca ancha
- 1 frasco de vidrio de boca ancha de aproximadamente cuatro litros de capacidad con tapa de rosca

[1] El químico ruso Miljail Vasilievich Lomonosov (1711-1765) se adelantó casi 20 años a las teorías de Lavoisier, pero su trabajo no fue conocido en Europa, quizá debido a las dificultades de traducción.

Procedimiento

Experimento A

1. Enrolla fuertemente el extremo de un tramo del alambre de cobre alrededor del extremo inferior de una vela. Usa el alambre como asa para introducir la vela hasta el fondo del frasco de boca ancha. Corta el alambre de cobre de modo que quede dentro del tarro sin que interfiera con la tapa. Coloca en una balanza adecuada el tarro, con la vela, el alambre y la tapa. Pesa el conjunto.

2. Usa el asa de alambre para sacar la vela del tarro. Enciende la vela y bájala rápidamente hasta el fondo del tarro. Tápalo inmediatamente y observa lo que ocurre con el equilibrio de la balanza conforme arde la vela.

3. Una vez extinguida la llama abre el tarro; sopla en él o bien inviértelo durante varios minutos para dejar escapar los productos de la combustión. Coloca ahora el tarro con la vela y la tapa en la balanza. Pesa el conjunto. Vuelve a encender la vela y observa lo que ocurre en el equilibrio de la balanza conforme arde la vela.

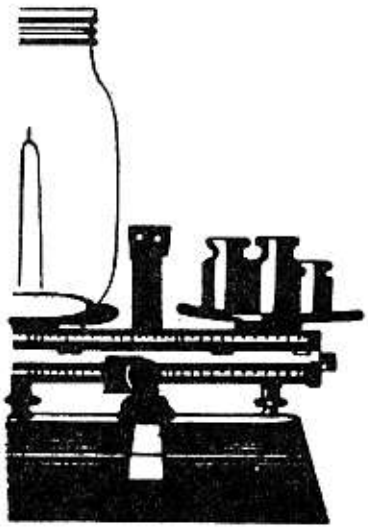


Figura 2. Sistema para demostrar la variación de masa en un fenómeno químico.

Experimento B

1. Coloca en la balanza un matraz de 500 ml lleno hasta la mitad con agua a 30–35 °C.

2. Agrégale unos trozos de hielo y tápalo.

3. Pesa el conjunto. Observa lo que ocurre conforme se funde el hielo.

Experimento C

1. Coloca dos matraces de 250 ml en la balanza. En uno agrega 100 ml de disolución diluida de cloruro de bario, en el otro coloca 100 ml de disolución de ácido sulfúrico diluido. Pesa todo el conjunto.

2. Vierte el contenido de un matraz en el otro. Vuelve a colocar el matraz en la balanza. Observa lo que ocurre en el matraz lleno. ¿Se produce alguna variación de peso en el conjunto?

Preguntas

1. ¿Por que existen diferencias entre los pesos registrados en los experimentos A-3 y A-2?

2. A partir de estos experimentos, ¿qué conclusión puede proponerse acerca de la cantidad total de materia en los fenómenos?

DETERMINACIÓN DE LAS PROPORCIONES EN QUE SE COMBINAN LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

No obstante que en sus experimentos Lavoisier estableció la composición cuantitativa del agua, no mostró interés en las relaciones ponderales con que los elementos químicos se combinan entre sí para formar compuestos.

Jeremías Benjamín Ritcher (1762-1807) buscó aplicar las matemáticas a la reciente Química y trató de establecer relaciones numéricas entre las composiciones de las diferentes sustancias.

En su trabajo con los ácidos y las bases (o álcalis), Ritcher observó que si se mezclaban disoluciones de ácidos y bases, éstas se neutralizaban, es decir, la mezcla no mostraba propiedades de ácido ni de base. Estudió este fenómeno y midió la cantidad exacta de diferentes ácidos que se necesitaba para neutralizar una cantidad determinada de una base particular y viceversa. Mediante mediciones cuidadosas encontró que se requerían cantidades fijas y exactas.

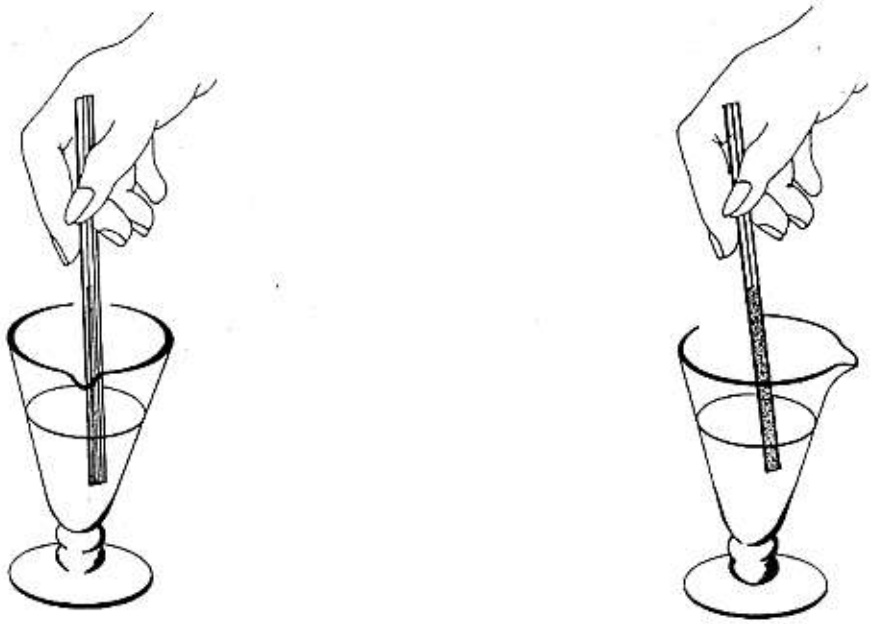


Figura 3. Usando papel impregnado de extracto vegetal (tornasol, por ejemplo) se puede identificar si un líquido tiene propiedades ácidas o básicas.

A partir de sus observaciones, y apoyándose en numerosos ejemplos, dedujo la llamada *Ley de los pesos equivalentes*, la cual fue enunciada en 1725 y dice: "Los pesos de dos sustancias que se combinan con un peso conocido de otra tercera sustancia son químicamente equivalentes entre sí". Es decir, si a gramos de la sustancia A reacciona con b gramos de la sustancia B y también c gramos de la sustancia C reaccionan con b gramos de B, entonces, si A y C reaccionan entre sí, lo harían en la relación a/c. Con estas suposiciones, y con ayuda de sus datos experimentales, Ritcher construyó una tabla de pesos equivalentes.

Tabla 1. Pesos equivalentes de Ritcher

Bases		*Ácidos*	
Alúmina	525	Fluórico	427
Amoniaco	672	Carbónico	577
Cal	793	Muriático	712
Sosa	859	Oxálico	755
Potasa	1 605	Sulfúrico	1 000
Barita	2 222	Nítrico	1 404

Datos tomados de Partington, 1959.

La ventaja de estos cálculos es que permitían predecir las cantidades de sustancias que reaccionarían totalmente entre sí; por ejemplo, en la tabla 1 se observa que 1 605 partes de potasa son neutralizadas por 427 partes de ácido fluórico (según la nomenclatura de la época), o por 577 de ácido carbónico. Como puedes imaginar, la posibilidad de predecir la cantidad de sustancia que reaccionaría con tal cantidad de otra sustancia era muy adecuada para la ciencia y la naciente industria química.

Una pregunta que conviene plantearse aquí es ¿cuál será la razón de que estas combinaciones químicas ocurran siempre en dichas proporciones?

Reflexiona:

> Si un compuesto determinado está formado por dos elementos (o tres o cuatro) ¿estos elementos estarán siempre presentes en el compuesto en las mismas proporciones? ¿Variarán las proporciones de acuerdo con el modo de preparación?

Dos químicos se encontraban empeñados en demostrar si lo anterior era verdad. Claude Louis Berthollet (1748-1822) pensaba que un compuesto formado por los elementos *A* y *B* podía contener una cantidad mayor de *A* si se preparaba utilizando un exceso de *A*.

En contra de lo propuesto por Berthollet estaba la opinión de Joseph Louis Proust (1754-1826), quien al realizar análisis cuidadosos demostró, en 1799, que el carbonato de cobre contenía cobre, carbono y oxígeno en proporciones definidas en peso, sin importar cómo se hubiera preparado en el laboratorio ni cómo se hubiera aislado de las fuentes naturales. La proporción era siempre de 5.3 partes en peso de cobre por cuatro de oxígeno y una de carbono.

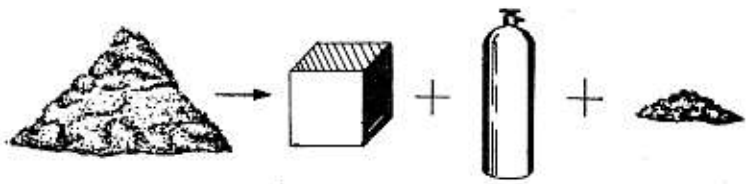


Figura 4. Sintetizado en el laboratorio u obteniéndolo a partir de diferentes fuentes naturales, el carbonato de cobre siempre tiene la misma composición.

Proust demostró que en muchos otros compuestos ocurría lo mismo. Así pues, formuló una generalización llamada *Ley de las proporciones constantes*, la cual dice: "Los elementos que constituyen o forman un compuesto siempre existen en ciertas proporciones constantes, independientemente de las condiciones bajo las que se hubiese formado el compuesto". Esta generalización también se conoce como *Ley de Proust.*

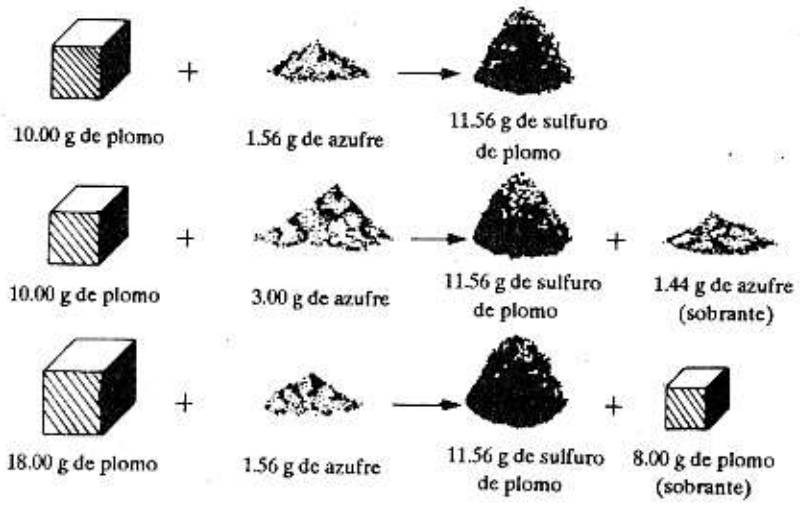


Figura 5. Un ejemplo de la *Ley de las proporciones definidas.*

PRÁCTICA DE LABORATORIO NÚM. 2: "PROPORCIÓN EN QUE SE COMBINAN LOS ELEMENTOS"

Objetivo

Cuando el cobre se calienta en presencia de aire se forma un óxido. Si se compara la proporción entre la masa de cobre y la masa de oxígeno determinada a partir de los datos experimentales de cada uno de los alumnos, se podrá conocer si existen o no regularidades.

Material

Cobre pulverizado 1.7 – 2.25g

1 triángulo de porcelana

1 soporte universal

1 anillo metálico

1 cápsula de porcelana de 75 mm de diámetro

1 mechero de Bunsen

1 balanza granataria con aproximación de 0.01 g

Procedimiento

1. Determina la masa de la cápsula de porcelana con aproximación de 0.01 g.

2. Espolvorea entre 1.75 y 2.25 g de cobre pulverizado en el interior de la cápsula procurando se forme una capa delgada. Determina nuevamente la masa de la cápsula.

3. Coloca la cápsula en el triángulo que está sobre el anillo, tal como se muestra en la figura 6.

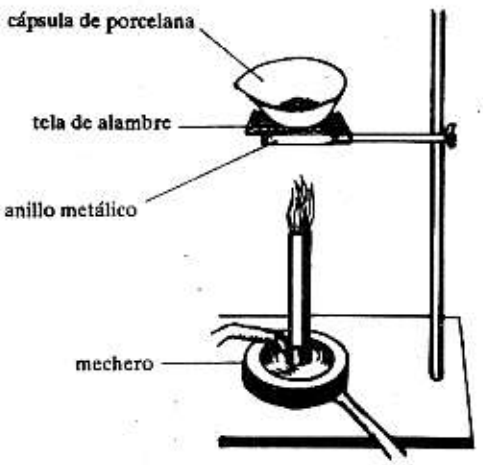


Figura 6. Experimento para sintetizar óxido de cobre a fin de demostrar la *Ley de las propiedades constantes*.

Enciende el mechero y calienta fuertemente la cápsula durante 20-25 minutos. (Si consigues dos mecheros, utilízalos.)

4. Apaga el mechero y deja enfriar la cápsula hasta que adquiera la temperatura ambiente. Vuelve a determinar la masa de la cápsula.

Resultados

Anota los siguientes datos y resultados en tu cuaderno de notas. Expresa en gramos todas las masas.

1. Masa de la cápsula y del cobre.
2. Masa de la cápsula vacía.
3. Masa del cobre.
4. Masa de la cápsula más el óxido de cobre (paso 4).
5. Masa de la cápsula vacía.
6. Masa del óxido de cobre.

Cálculos

1. Calcula la masa de oxígeno que se combinó con el cobre.
2. Calcula la relación masa de cobre/masa de oxígeno.

Preguntas

1. ¿Por qué es necesario dejar que la cápsula adquiera la temperatura ambiente antes de determinar su masa?
2. A cada equipo se le ha dado una muestra de cobre con diferente masa. ¿Qué proporción entre el cobre y el oxígeno obtuvieron los diferentes equipos? ¿Todas fueron diferentes o hubo similitudes?

Una aplicación de la Ley de Proust es el cálculo de la llamada *composición centesimal*[2] de un compuesto, esto es, el porcentaje en peso que representa cada elemento dentro de la composición de un compuesto, porcentaje que se puede averiguar a través de simples proporciones aritméticas.

Ejemplo

Se sabe que 18 g de agua se forman por la reacción de 2 g de hidrógeno y 16 g de oxígeno. ¿Cuál será la composición porcentual del hidrógeno y del oxígeno en dicho compuesto?

Cálculo del porcentaje de hidrógeno

$$\frac{8\text{ g de agua}}{100\text{ g de agua}} = \frac{2\text{ g de hidrógeno}}{x\text{ g de hidrógeno}}$$

$$x = \frac{(100\text{ g de agua})\ 2\text{ g de hidrógeno}}{18\text{ g de agua}} = 11.11\%$$

Cálculo del porcentaje de oxígeno

$$\frac{18\text{ g de agua}}{100\text{ g de agua}} = \frac{16\text{ g de oxígeno}}{x\text{ g de oxígeno}}$$

$$x = \frac{(100\text{ g de agua})\ (16\text{ g de hidrógeno})}{18\text{ g de agua}} = 88.88\%$$

Otra aplicación de la Ley de Proust nos ayuda a decidir, con base en los datos del análisis de una muestra, si ésta es de tal o cual compuesto.

Ejemplo

Al analizar dos muestras se encontró que la primera tenía 71 g de cloro y 16 g de oxígeno mientras que la segunda poseía 142 g de cloro y 32 g de oxígeno. ¿Se tratará de la misma sustancia? Para dar respuesta a esta interrogante, trataremos de mostrar si tienen la misma composición porcentual o centesimal.

Cálculo del porcentaje de oxígeno

Primera muestra:

$$\frac{87\text{ g de muestra}}{100\text{ g de muestra}} = \frac{16\text{ g de oxígeno}}{x\text{ g de oxígeno}}$$

$$x = \frac{(100\text{ g de muestra})\ (16\text{ g de oxígeno})}{87\text{ g de muestra}} = 18.39\%$$

Segunda muestra:

$$\frac{174\text{ g de muestra}}{100\text{ g de muestra}} = \frac{32\text{ g de oxígeno}}{x\text{ g de oxígeno}}$$

[2] Al hablar de composición centesimal se está hablando de la composición de cada elemento que se presentaría en 100 g de muestra del compuesto.

$$x = \frac{(100\text{ g de muestra})\,(32\text{ g de oxígeno})}{174\text{ g de muestra}} = 18.39\%$$

Puesto que los porcentajes de oxígeno son iguales en ambas muestras, tomando en cuenta la Ley de Proust podemos afirmar que se trata de la misma sustancia.

Cabe una pregunta ¿por qué, toda muestra pura de sal común tiene 39% en peso de sodio y 61 % de cloro?

A través de sus estudios sobre los gases, John Dalton (1766-1844) averiguó que dos elementos pueden combinarse en más de una proporción, existiendo una gran variación en esas proporciones y que en cada variación se forma un compuesto diferente.



Figura 7. John Dalton (1766-1844), científico inglés, cuyos trabajos sobre gases permitieron establecer la moderna teoría atómica.

Para usar un ejemplo específico, consideremos la combinación del carbono y el oxígeno. Con un exceso de oxígeno, el carbono se quema para formar un gas denso, no tóxico e incombustible; sin embargo, si durante la combustión no existe suficiente oxígeno, se forma un gas venenoso y combustible.

¿En este momento puedes explicar el fenómeno que hemos observado?

En el gas combustible se observó que tres partes en peso de carbono se combinan con cuatro partes en peso de oxígeno. Por otro lado, tres partes en peso de carbono se combinan con ocho partes en peso de oxígeno para formar el gas combustible. En estos casos se comprueba que las diferentes cantidades de oxígeno que se combinan con una cantidad fija de carbono están relacionadas por números enteros sencillos. Las ocho partes presentes en el gas incombustible son exactamente el doble de las cuatro partes empleadas en el gas combustible. Un análisis de estos compuestos revela que: en el gas no combustible, 1 g de carbono se combina siempre con 2.67 g de oxígeno; mientras que en el gas combustible, 1 g de carbono se combina siempre con 1.33 g de oxígeno. Así pues:

	Gas A	*Gas B*
	$\frac{2.67\text{ g de oxígeno}}{1.0\text{ g de carbono}}$	$\frac{1.33\text{ g de oxígeno}}{1.0\text{ g de carbono}}$

por gramo de carbono, $\frac{\text{gas } A}{\text{gas } B}$ $\frac{2.67\text{ g oxígeno}}{1.33\text{ g oxígeno}}$ $\frac{2}{1}$,

con lo cual podemos ver que la relación de pesos de oxígeno que se combinan con un mismo peso de carbono es de 2:1. Como sabes, al primero de los compuestos se le conoce como dióxido de carbono y al segundo como monóxido. Uno tiene dos veces más oxígeno que el otro.

El enunciado general de hechos como los antes presentados, propuesto por Dalton en 1803-1804, se llama *Ley de las proporciones múltiples*, la cual propone: "Cuando dos elementos se combinan para formar más de dos compuestos, los diferentes pesos de uno que se combina con un peso determinado del otro guardan una relación de números enteros sencillos".

Problema

Los elementos plomo y oxígeno forman dos tipos diferentes de compuestos. El primero contiene 92.832% de plomo y 7.168% de oxígeno. En el segundo compuesto existe 86.623% de plomo y 13.377% de oxígeno.

Demuestra que estos datos son consistentes con la Ley de las proporciones múltiples.

Resolución

Según la ley, en los dos compuestos las masas de plomo que se combinan con una masa constante de oxígeno deben estar en una relación de números enteros. Para demostrarlo, los cálculos se harán con base en un gramo de oxígeno. Así pues, si suponemos que en 100 g del primer compuesto hay 92.823 g de plomo y 7.168 g de oxígeno, la masa de plomo por un gramo de oxígeno será.

$$\frac{92.823 \text{ g de plomo}}{7.168 \text{ g oxígeno}} = 12.950893 \text{ g plomo/g oxígeno.}$$

Similarmente para el segundo compuesto:

$$\frac{86.623 \text{ g de plomo}}{13.377 \text{ g oxígeno}} = 6.475517 \text{ g plomo/g oxígeno.}$$

Es evidente que las masas de plomo que se combinan con un gramo de oxígeno están en la relación 2:1, pues

$$\frac{12.950893}{6.475517} = \frac{2}{1}.$$

¿Por qué será que aparecen estos números enteros cuando un elemento reacciona con una cantidad fija de otro para dar dos diferentes compuestos? Estas dudas que aparecen como resultado del planteamiento de cada una de las leyes ponderales se resuelven con la proposición de la existencia de los átomos de los elementos. Vayamos a este tema.

TEORÍA ATÓMICA

Al tratar de encontrar una explicación racional para las propiedades de los gases y las leyes ponderales, John Dalton llegó a la conclusión de que la materia era discreta y estaba constituida por pequeñísimos corpúsculos indestructibles que, en homenaje a los filósofos griegos, llamó *átomos*. Esta teoría atómica se presentó por primera vez en una conferencia organizada por la Sociedad Literaria y Filosófica de Manchester el 21 de octubre de 1803.

La Teoría átomica propuesta por Dalton puede resumirse en los siguientes postulados.

a) Toda la materia está formada por partículas minúsculas e indestructibles llamadas átomos.

b) Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos en naturaleza y peso, y difieren de los átomos de cualquier otro elemento.

c) La formación de un compuesto a partir de sus elementos consiste en la formación de "átomos compuestos".[3]

d) Las reacciones químicas son meras reagrupaciones de átomos.

e) Si dos elementos, A y B, forman un solo compuesto, éste se forma por combinación de un átomo de A con un átomo de B[4].

Es importante resaltar que Dalton propuso su modelo especulando cuál sería el más satisfactorio para comprender esas leyes empíricas de las combinaciones químicas estudiadas con anterioridad. Probablemente se preguntó cómo debería ser la materia para presentar las relaciones de pesos que se obtenían. Dalton no fue el primero en especular sobre la existencia de los átomos; sin embargo, las leyes ponderales estudiadas lo obligaron a creer en la existencia de los átomos aunque no pudieran verse. Lo anterior se puede desprender de la siguiente cita tomada de su libro *A New System of Chemical Phylosophy* (Un nuevo sistema de filosofía química).[5]

> Estas observaciones han conducido tácitamente a la conclusión, que parece haber sido adoptada universalmente, que todos los cuerpos de una magnitud perceptible, ya sean líquidos o sólidos, están constituidos por un vasto número de partículas extremadamente pequeñas o átomos de materia, que se mantienen unidos mediante una fuerza de atracción que es más o menos potente, de acuerdo con las circunstancias...

TEORÍA ATÓMICA Y LEYES PONDERALES

Con base en las ideas anteriores, John Dalton pudo explicar de manera razonable las observaciones de los químicos de su época. Por ejemplo, la teoría podía explicar por qué la masa se conserva en una reacción química (*Ley de la conservación de la masa*), ya que si cada átomo tiene su masa propia característica y éstos se reordenan, pero a la vez permanecen intactos durante una reacción química, entonces la masa total de los átomos reactantes es igual a la masa total de los átomos de los productos. *La Ley de las proporciones definidas* o *constantes*, la explica al suponer que cada compuesto está caracterizado por tener proporciones fijas entre los núme-

[3] Los "átomos compuestos" posteriormente fueron llamados moléculas, aunque en la época de Dalton este término no tenía el significado actual.

[4] Pronto se demostró que esta suposición era falsa.

[5] Este texto puedes leerlo en Chamizo, J. A.

ros de átomos de sus diferentes elementos constitutivos. Por ejemplo, como el compuesto de dióxido de carbono contiene átomos de carbono y oxígeno en razón de 1:2, respectivamente, y como las masas de los átomos de carbono y de oxígeno son fijas, se deduce que la composición del dióxido de carbono en masa tiene que ser fija.

La explicación de Dalton para la *Ley de las proporciones múltiples* fue la siguiente:

> Supongamos que los átomos *A* y *B* forman dos tipos de compuestos. En uno de ellos (*AB*), el átomo *A* se combina con un átomo *B*. En el segundo compuesto (AB_2), lo hace con dos átomos de *B*. Esto implicaría que la masa de *B* que se combina con una cantidad fija de *A* (digamos un gramo) debe ser doble en el segundo compuesto que en el primero o, en otras palabras, que la relación entre las masas de *B*, por gramo de *A*, en los dos compuestos debe estar en relación de 2:1. Esto es lo que sucede con el dióxido de carbono, CO_2 y el monóxido, CO.

PESO ATÓMICO RELATIVO Y MASA ATÓMICA

Como observamos, Dalton llamó átomos a las partículas últimas que forman a los cuerpos. Sin embargo, no pudo obtener la masa o el peso absoluto de cada uno de ellos, problema resuelto indirectamente, al establecer los pesos relativos entre ellos[6]. Así pues, empezó por la sustancia más ligera de todas las conocidas, el hidrógeno gaseoso, al cual le asignó un peso de uno. Por lo tanto, los pesos relativos de todos los otros elementos tenían que ser mayores que éste; por ejemplo, se sabía que una parte en peso de hidrógeno se combinaba con ocho partes en peso de oxígeno para formar agua. Adoptando la regla de máxima simplicidad, Dalton supuso que la fórmula del agua era HO. De aquí concluyó que un átomo de oxígeno pesaba ocho veces más que un hidrógeno; razonando de esta manera, preparó una tabla de pesos atómicos relativos, que presentó en 1803.

Posteriormente, los trabajos de William Nicholson (1753-1815) y Anthony Carlisle (1768-1840) acerca de la electrólisis del agua demostraron que la fórmula correcta del agua H_2O. Aún con esto, las relaciones en peso seguían siendo válidas, con lo cual se supuso que un átomo de oxígeno era ocho veces más pesado que dos átomos de hidrógeno juntos y, por lo tanto, 16 veces más pesado que un solo átomo de hidrógeno.

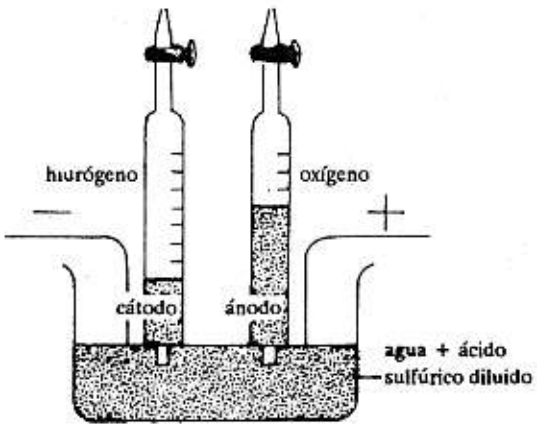


Figura 8. Aparato empleado para la electrólisis del agua.

[6] Aunque masa y peso son dos conceptos diferentes, la masa relativa o el peso relativo son lo mismo. Indican cuántas veces la masa (o el peso) de un átomo es mayor a la masa (o el peso) de otro átomo. Así, la masa relativa es un cociente entre dos masas y el peso relativo es un cociente 27 entre dos pesos. Ambos cocientes son idénticos; ninguno de los dos tiene unidades. En adelante, como acostumbran hacer los químicos, llamaremos al término peso relativo.

Posterior a Dalton, Jöns Jakob Berzelius (1779-1848) empezó a determinar pesos atómicos con mejores y más avanzados métodos que los empleados por Dalton. Para ello empleó la *Ley del calor específico* enunciada por Pierre Louis Dulong (1785-1838) y Alexis Thérese Petit (1791-1820), la *Ley del isomorfismo* propuesta por Eilhardt Mitscherlich (1794-1863), así como la *Ley de los volúmenes de combinación* propuesta por Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850)[7]. Su primera tabla de pesos atómicos apareció en 1828, diferenciándose de la tabla propuesta por Dalton en que la mayoría de los pesos atómicos propuestos no eran enteros, encontrándose que el peso átomico del oxígeno, con base en hidrógeno = 1, era de aproximadamente 15.9. La tabla de los pesos atómicos se debe finalmente al italiano Stanislao Cannizzaro (1828-1910).

Puesto que no era simple obtener los compuestos del hidrógeno con los otros elementos, se cuestionó si el hidrógeno era un patrón adecuado con el cual comparar los pesos atómicos. Así pues, ya que el oxígeno podía combinarse fácilmente con muchos elementos y, por ello era simple determinar las proporciones de combinación, se pensó dar al oxígeno un peso atómico conveniente, por lo que su peso atómico se transformó de 15.9 a 16.00. El patrón oxígeno = 16 se mantuvo hasta a mediados del siglo XX.

Debido a que se descubrió la existencia de isótopos[8], y al conocimiento de las relaciones que hay entre éstos y el peso atómico, en 1961 las organizaciones internacionales, tanto de químicos como de físicos, acordaron adoptar como peso atómico estándar, el del carbono-12, al que se le asignó, arbitrariamente, el peso relativo de 12.00. Por lo tanto, el peso atómico de un elemento es un número que nos permite comparar el peso de un átomo de ese elemento con el de un estándar de referencia[9]. Los pesos atómicos son pesos relativos, pues no se refiere al peso o a la masa real de un átomo individual. Sin embargo, veremos que se puede definir una unidad de masa muy conveniente y relacionada con los pesos atómicos.

Los átomos son tan pequeños que es difícil compararlos con algún objeto familiar. Usando tres cifras significativas, la masa de un átomo de hidrógeno es 1.67×10^{-24} g, y la de un átomo de carbono, es 1.99×10^{-24} g. El uso de estas cantidades tan pequeñas para expresar las masas de estos átomos resulta incómodo, pues ya que siempre nos interesa comparar átomos entre sí, resulta conveniente usar sus pesos en unidades de masa atómica (uma), en lugar de usar gramos.

Expresados en unidades de masa atómica, las masas de los átomos de hidrógeno, carbono y oxígeno son 1.0079 uma, 12.011 uma y 15.9994 uma, respectivamente, o sea, son numéricamente iguales a los pesos atómicos relativos.

> Una unidad de masa atómica (1 uma) equivale a 1.661×10^{-24} g y se define como la doceava parte de la masa de un átomo de carbono 12.

En 1961, la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) aprobó oficialmente el uso del término "peso atómico":

7 No viene al caso presentar aquí en qué consisten estas leyes. Basta que sepas que constituyeron la base para que Berzelius calculara los pesos atómicos relativos. La explicación de su existencia se dará en fascículos posteriores.

8 Se llama isótopo a aquellos átomos que siendo del mismo elemento poseen diferente masa atómica.

9 Hoy, cuando decimos que el peso atómico relativo del oxígeno es 15.9994, queremos decir que es 15.9994/12 veces más pesado que un átomo de carbono 12. Por ello, el peso atómico no tiene unidades. Sin embargo, la masa de un átomo sí tiene unidades, los gramos o, como veremos más adelante, las unidades de masa atómica.

El peso atómico relativo de un elemento es el peso de uno de sus átomos en comparación con el peso de la doceava parte de un átomo de carbono–12, cuya masa es, por convención, de 12 uma.

MASAS MOLECULARES

Las masas relativas de las moléculas se pueden expresar de la misma manera que en los átomos. Las masas moleculares se obtienen sumando las masas atómicas (en uma) de todos los átomos presentes en la molécula, por lo que si tomamos las masas atómicas de la tabla periódica tenemos:

Masa molecular del H_2: 2 (masa atómica del H) = 2(1.0008 uma)

= 2.016 uma.

Masa molecular del NH_3: 1 (masa atómica del N) + 3 (masa atómica del H)

= 1 (14.01 uma) + 3 (1.008 uma)

= 17.034 uma.

En estricto sentido, el término *masa molecular* se emplea en forma correcta sólo cuando expresa la masa de una molécula y no es apropiado emplearlo en el caso de las sustancias no moleculares.

MASA FÓRMULA

En el caso de sustancias no moleculares, al sumar las masas atómicas de los átomos que se indican en una fórmula, se dice que se está calculando su masa fórmula, que es la masa de una unidad de fórmula en unidades de masa atómica.

Ejemplo

La fórmula empírica del sulfato de aluminio es $Al_2(SO_4)_3$.

¿Cuál es su masa fórmula?, si los pesos atómicos son: Al = 27; S = 32.1, y O = 16.0.

La fórmula $Al_2(SO_4)_3$ nos dice que dos átomos de Al están combinándose con tres grupos SO_4 (llamados sulfatos); cada grupo SO_4 consta a su vez de un átomo de S y cuatro de O. Por ello el número total de átomos de S es 3, de O es $3 \times 4 = 12$. En otras palabras, el $Al_2(SO_4)_3$ puede expresarse como $Al_2S_3O_{12}$.

Masa de dos átomos de Al = 2(27 uma)	= 54.0 uma
Masa de tres átomos de S = 3(32.1 uma)	= 96.3 uma
Masa de 12 átomos de O = 12(16.0 uma)	= 192.0 uma
Masa fórmula del $Al_2(SO_4)_3$	= 342.3 uma

MASA MOLAR

De la misma manera que los objetos se pueden contar por docena, los átomos se cuentan por moles, en número muy grande, 6.02×10^{23}. Este número se llama *número de Avogadro*[10]; por lo tanto, un mol de átomos es igual a un número de Avogadro, es decir, 6.02×10^{23} átomos.

¿Por qué los átomos se cuentan en moles? Los átomos son tan pequeños que en los trabajos de laboratorio no se podría trabajar con dos o con 200 átomos. No se puede pesar cantidades tan minúsculas, incluso con las balanzas más sensibles; es por ello que los químicos inventaron una unidad, el *mol*. Tal como se explicó anteriormente, la masa de un átomo de oxígeno es de 16.0 uma, en tanto que un mol de átomos (6.02×10^{23} átomos) de oxígeno tiene una masa de 16.0 g, como se demuestra al utilizar el factor de transformación de uma a gramos:

Masa de un mol de O = masa de un átomo de O × número de O en un mol.

$$M_O = 16 \frac{\text{uma}}{\text{átomo}} \left(6.02 \times 10^{23} \frac{\text{átomos}}{\text{mol}}\right) \left(1.661 \times 10^{-24} \frac{\text{g}}{\text{uma}}\right) = 16 \text{ g/mol.}$$

En otras palabras, a la masa de un mol de una sustancia se le llama *masa molar*. Por consiguiente, la masa molar en gramos de una sustancia es numéricamente igual a su masa molecular (o su masa fórmula) en unidades de masa atómica.

Ejemplo

Calcula la masa molar del ácido sulfúrico, H_2SO_4.

Los pesos atómicos son: H: 1.0079 uma; O: 15.999 uma, y S: 32.06 uma.

Primero calcularemos la masa molecular

Peso del H = 2(1.0079 uma)	= 2.0158 uma
Peso del O = 4(15.999 uma)	= 63.996 uma
Peso del S = 1(32.06 uma)	= 32.06 uma
Masa molecular	= 98.0718 uma
Masa molar	= 98.0718 g

Ahora sabes que un mol está formado por 6.02×10^{23} partículas y que además tiene una masa en gramos numéricamente igual a su masa molecular. Algunas aplicaciones de estas relaciones se muestran a continuación.

Ejemplos

– ¿Cuantos moles de átomos de cobre existen en 3.05 g de cobre?

(masa atómica del Cu = 63.5 uma).

[10] En el fascículo III de Química I, ya hablamos de lo grande de este número; de la obra de Amadeo Avogadro lo hicimos en el fascículo IV de Química I.

$$(3.05 \text{ g de Cu}) \left(\frac{1 \text{mol de átomos de Cu}}{63.5 \text{ g de Cu}} \right) = 0.0480 \text{ mol de átomos de Cu.}$$

–¿Cuantos átomos de azufre hay en una muestra de este elemento que pesa 10.0 g?

(Masa atómica de S = 32.1 uma).

$$(10.0 \text{ g de S}) \left(\frac{1 \text{ mol de átomos de S}}{32.1 \text{ g de S}} \right) \left(\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos de S}}{1 \text{ mol de átomos de S}} \right) = 1.88 \times 10^{23} \text{ átomos de S.}$$

–¿Cuantos gramos hay en 8.46×10^{24} átomos de flúor?

(Masa atómica del F = 19.0 uma).

$$(8.46 \times 10^{24} \text{ átomos de F}) \left(\frac{1 \text{ mol de átomos de F}}{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos de F}} \right) \left(\frac{19.0 \text{ g de F}}{1 \text{ mol de átomos de F}} \right) = 267 \text{ g de F.}$$

El dato correcto es 19, sin embargo el resultado es correcto.

FÓRMULA QUÍMICA

En el lenguaje de la Química, toda sustancia pura conocida, ya sea un elemento o un compuesto, tiene su nombre y su fórmula individual. Asimismo, cada fórmula química tiene tres significados o interpretaciones: un significado cualitativo, uno cuantitativo microscópico y uno cuantitativo macroscópico.

Cualitativamente, una fórmula expresa una sustancia; por ejemplo, H_2O representa al agua; NaCl representa a la sal de mesa, etcétera

Microscópicamente, una fórmula molecular indica el número de átomos presentes en una molécula. Así, la fórmula de la nicotina, $C_{10}H_{14}N_2$ nos indica que en esta molécula existen 10 átomos de carbono, 14 de hidrógeno y dos de nitrógeno. Asimismo, la fórmula mínima nos indica la composición de una unidad fórmula; por ejemplo, la unidad fórmula del sulfato de potasio, K_2SO_4, nos indica que en ese compuesto por cada dos átomos de potasio hay uno de azufre y cuatro de oxígeno. La fórmula empírica indica que la relación de átomos de K:S:O es de 2:1:4.

Macroscópicamente, la fórmula nos indica las relaciones de moles de átomos. Es decir, una fórmula molecular indica el número de moles de átomos de cada elemento presente en un mol de moléculas del compuesto; por ejemplo, la fórmula de la nicotina indica que un mol de moléculas de nicotina posee 10 moles de átomos de carbono, 14 moles de átomos de hidrógeno y dos moles de átomos de nitrógeno.

En el caso del K_2SO_4, la fórmula empírica nos indica que un mol de unidades fórmula consta de dos moles de átomos de potasio, un mol de átomos de azufre y cuatro moles de átomos de oxígeno.

La fórmula de una sustancia expresa el tipo y número de átomos que están químicamente combinados en una unidad de dicha sustancia. Hay diversos tipos de fórmulas, entre ellas están las empíricas[11] y las moleculares.
Una *fórmula empírica* expresa la relación más simple de números enteros entre los átomos en un compuesto, en tanto la *fórmula molecular* expresa el número real de átomos de una molécula, esto es, en la unidad más pequeña del compuesto.

CÁLCULO DE FÓRMULAS A PARTIR DE DATOS EXPERIMENTALES

La fórmula de un compuesto permite calcular muchos datos cuantitativos tales como la masa molecular, la masa molar y la composición porcentual.

Reflexiona:

¿Te has preguntado alguna vez cómo fue posible saber que la fórmula del agua es H_2O?

¿Por qué el agua "normal" tiene como fórmula H_2O y el "agua oxigenada" tiene la fórmula H_2O_2?

Para llegar a proponer la fórmula de cualquier compuesto es necesario realizar experimentos que consisten

[11] El término empírico se refiere a que se determina a partir de datos experimentales.

en determinar los elementos que forman los compuestos, el porcentaje en peso de los elementos constitutivos del compuesto; la masa relativa de cada elemento presente.

Existen muchos métodos para obtener experimentalmente el porcentaje en peso de los diversos elementos de un compuesto; entre éstos están los análisis por precipitación y por combustión.

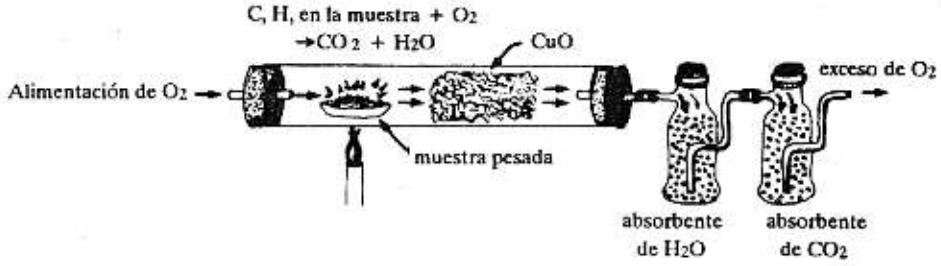


Figura 9. Aparato empleado en el análisis por combustión de una sustancia. Cualquier cantidad de C o CO reacciona formando CO_2; cuando pasa por el CuO, el H_2 reacciona formando H_2O.

CÁLCULO DE FÓRMULAS EMPÍRICAS

Una vez que se ha determinado experimentalmente la composición elemental de una sustancia, estos datos y los pesos atómicos se pueden usar para calcular la relación más simple de átomos en el compuesto y, por consiguiente, la fórmula más simple (la fórmula empírica), que puede o no ser igual a la fórmula molecular.

Ejemplo

El análisis de cierta muestra indica que ésta posee 0.1396 g de hierro y 0.1773 g de cloro. Calcula su fórmula mínima.

Solución

Para obtener la fórmula mínima, primero se calculará la relación de moles de átomos.

Para el hierro:

$$(0.1396 \text{ g de Fe}) \left(\frac{1 \text{ mol de Fe}}{55.8 \text{ g de Fe}} \right) = 0.002499 \text{ mol de Fe.}$$

Para el cloro:

$$(0.1773 \text{ g de Cl}) \left(\frac{1 \text{ mol de Cl}}{35.45 \text{ g de Cl}} \right) = 0.005001 \text{ mol de Cl.}$$

Por lo tanto, la relación de moles es:

$$\frac{0.002499 \text{ mol de Fe}}{0.005001 \text{ mol de Cl}} \approx \frac{1}{2}.$$

Puesto que un mol de átomos de cualquier elemento contiene el mismo número de átomos, la relación de moles debe ser igual a la relación de átomos.

La relación calculada de átomos se puede simplificar si se dividen los miembros entre el menor de ellos.

$$\frac{0.002499 \text{ mol de Fe}}{0.002499 \text{ mol de Fe}} = 1.0$$

$$\frac{0.005001 \text{ mol de Cl}}{0.002499 \text{ mol de Fe}} = 2.001 \frac{\text{átomos de Cl}}{\text{átomos de Fe}}$$

Esto da una relación de átomos de 1:2. Ya que existe el doble de átomos de Cl que de Fe, la fórmula empírica será $FeCl_2$.

Ejemplo

El análisis de una muestra de cristales obtenidos por evaporación de aguas negras municipales, mostró que los cristales tienen 63.97% de cadmio, 24.28% de oxígeno, y 11.75% de fósforo. Calcula su fórmula mínima.

Solución

Primero se convierten los datos porcentuales en relaciones de peso, tomando 100 g de sustancia como base para los cálculos. Por lo tanto, el número de moles de átomos en 100 g de compuesto son:

$$63.97 \text{ g de Cd} \left(\frac{1 \text{ mol de Cd}}{112.4 \text{ g de Cd}}\right) = 0.5691 \text{ mol de Cd}$$

$$24.38 \text{ g de O} \left(\frac{1 \text{ mol de O}}{16.0 \text{ g de O}}\right) = 1.5118 \text{ mol de O}$$

$$11.75 \text{ g de P} \left(\frac{1 \text{ mol de P}}{30.97 \text{ g de P}}\right) = 0.3794 \text{ mol de P}$$

Se calcula la relación de moles al dividir cada número entre el más pequeño de ellos:

$$\frac{0.5691 \text{ mol de Cd}}{0.3794 \text{ mol de P}} = 1.500 \frac{\text{átomos de Cd}}{\text{átomos de P}}$$

$$\frac{1.5118 \text{ mol de O}}{0.3794 \text{ mol de P}} = 4.001 \frac{\text{átomos de O}}{\text{átomos de P}}$$

$$\frac{0.3794 \text{ mol de P}}{0.3794 \text{ mol de P}} = 1.000$$

En caso de que la relación no sea de números enteros, se multiplica por un número pequeño (2, 3, 4) para transformarla en números enteros. En nuestro caso, será 2.

Así pues:

Para el Cd la relación es de $1.5 \times 2 = 3$

Para el O la relación es de $4.0 \times 2 = 8$

Para el P la relación es de $1.0 \times 2 = 2$

Con lo cual la fórmula mínima o empírica será:

$$Cd_3P_2O_8.$$

CÁLCULO DE FÓRMULAS MOLECULARES

La fórmula molecular de una sustancia siempre es un múltiplo entero de su fórmula empírica. Para determinar la fórmula molecular de un compuesto, el químico tiene que proceder experimentalmente para conocer la masa molecular además de su fórmula mínima. El siguiente ejemplo te mostrará cómo se usa la masa molecular con la fórmula mínima para calcular la fórmula molecular.

Ejemplo

Un combustible licuado casero tiene como constituyente un determinado compuesto. El análisis de este compuesto muestra que contiene 85.69% de carbono y 14.31% de hidrógeno en peso. La determinación de su masa molecular da un valor de 55.9 uma. Calcula la fórmula molecular del compuesto.

Solución

Primero se calcula la fórmula mínima.

Para el carbono:

$$85.69 \text{ g de C} \left(\frac{1 \text{ mol de C}}{12.01 \text{ g de C}}\right) = 7.13 \text{ mol de C.}$$

Para el hidrógeno:

$$14.31 \text{ g de H} \left(\frac{1 \text{ mol de H}}{1.008 \text{ g de H}}\right) = 14.20 \text{ mol de H.}$$

Al calcular la relación de moles tenemos que:

$$\frac{7.13 \text{ mol de C}}{7.13 \text{ mol de C}} = 1$$

$$\frac{14.20 \text{ mol de H}}{7.13 \text{ mol de C}} = 1.99 \text{ aprox} = 2.0 \frac{\text{átomos de H}}{\text{átomos de C}}$$

Por lo tanto, la fórmula mínima es:

$$CH_2,$$

cuya masa fórmula es de $1(12.01) + 2(1.008) = 14.027$ uma.

La masa molecular es un múltiplo simple de la masa de la fórmula empírica, CH_2, esto es, n (14.027 uma), donde n es un número entero.

La masa molecular experimental es 55.9 uma. Por lo tanto,

$$\left(\frac{\text{55.9 uma por molécula}}{\text{14.027 uma por fórmula empírica}}\right) = 3.99 \text{ aprox.} = 4 \text{ fórmulas empíricas por molécula}$$

Así pues, la fórmula molecular es:

$$4(CH_2) = C_4H_8 .$$

RECAPITULACIÓN

En el estudio de las sustancias y sus cambios se puede observar que la materia es transformable, pero indestructible. Estas observaciones se pueden resumir en una ley: "La suma de las masas de las sustancias que toman parte de un cambio químico es igual a la suma de las masas de los productos formados" (*Ley de la conservación de la masa*).

También se estudió que una de las características más importantes de los compuestos químicos se expresa en la *Ley de la composición definida* que dice: "La masa de los elementos que se combinan para formar un compuesto dado están siempre en las mismas proporciones"; esto es, la composición de un compuesto químico nunca varía.

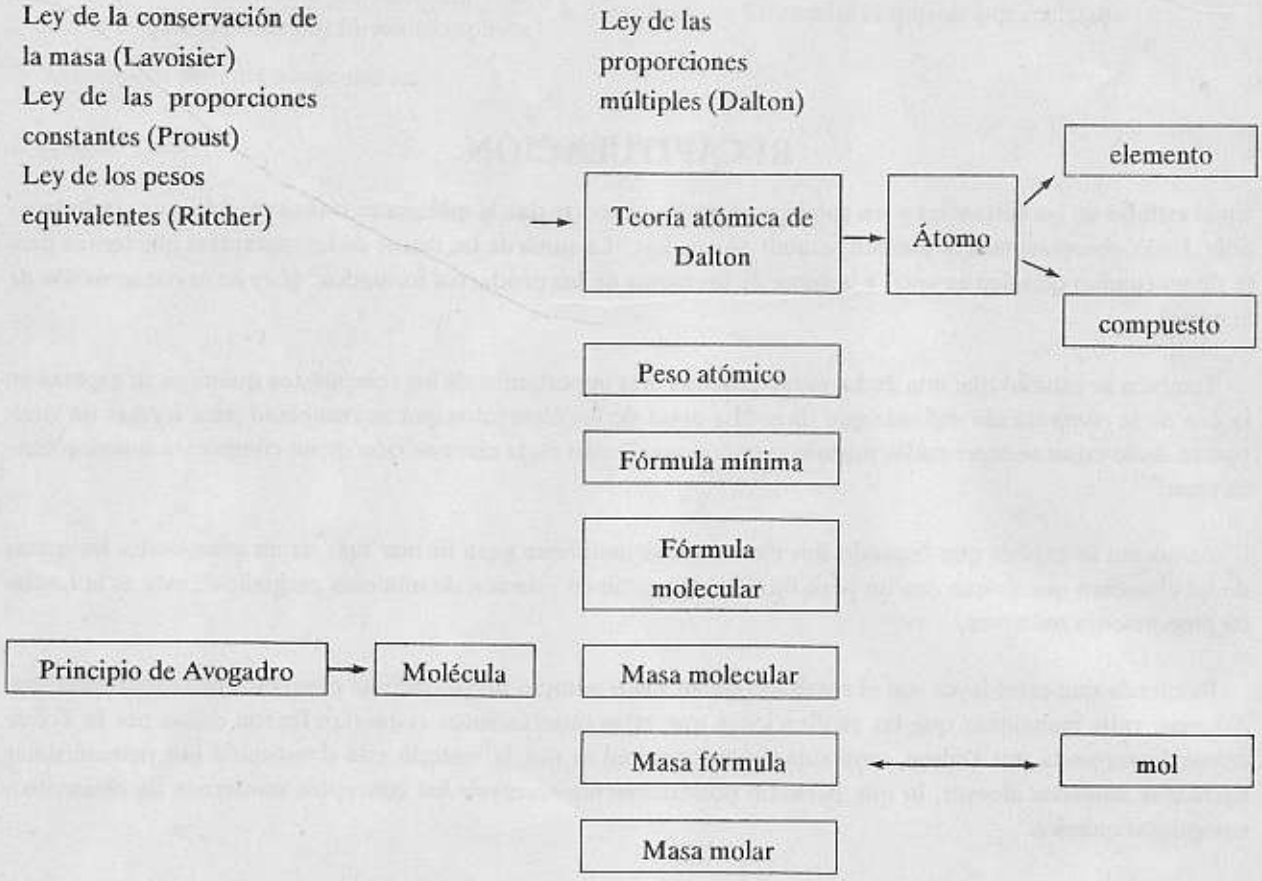
Asimismo se explica que "cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, las masas de un elemento que se une con un peso fijo del otro están en relación de números pequeños"; esta es la *Ley de las proporciones múltiples*.

Recuerda que estas leyes son el resultado de un vasto número de cuidadosas observaciones experimentales. Además, cabe mencionar que las explicaciones que estas observaciones requerían fueron dadas por la *Teoría atómica* propuesta por Dalton, cuya suposición principal es que la materia está constituida por pequeñísimas partículas llamadas *átomos*, lo que permitió posteriormente construir los conceptos modernos de elemento y compuesto químico.

A partir de la propuesta de la existencia de los átomos, se vio la necesidad de conocer el peso de estas partículas pero al ser éstas demasiado pequeñas, se calcularon los pesos atómicos relativos.

La fórmula química es la forma en que un químico describe muchas de las relaciones cuantitativas que existen en un compuesto químico, por lo cual es importante calcular la fórmula de un compuesto. En este fascículo se mostró cómo a partir de datos experimentales se pueden calcular las fórmulas mínimas y moleculares de los compuestos.

La cuantificación elemental de los compuestos y la existencia del átomo.



ACTIVIDADES DE CONSOLIDACIÓN

PRÁCTICA DE LABORATORIO NÚM. 3: "DEMOSTRACIÓN DE LAS LEYES DE PROPORCIONES CONSTANTES Y DE PROPORCIONES MÚLTIPLES"

Objetivo

La reducción del clorato y del perclorato de potasio por el calentamiento se usará para demostrar la Ley de las proporciones constantes y la Ley de las proporciones múltiples.

Material

2 tubos de ensayo (por alumno)

1 pinza para tubo de ensayo

1 mechero

balanza de precisión

Sustancias

Clorato de potasio anhidro R.A. (reactivo analítico), $KClO_3$

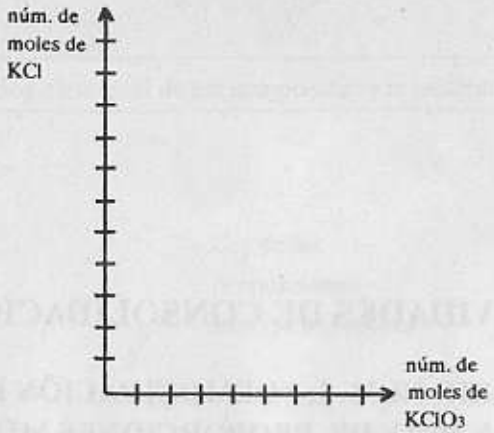
Perclorato de potasio anhidro R.A., $KClO_4$

Los experimentos los realizarán un grupo de tres alumnos, cada uno de los cuales hará la misma operación dos veces, utilizando diferente cantidad de sustancia.

Procedimiento

Experimento A

1. Pesa un tubo de ensayo limpio y seco.
2. Adiciona una pequeña cantidad de clorato de potasio anhidro, y vuelve a pesar el tubo con la muestra.
3. Toma el tubo de ensayo con unas pinzas y calienta lentamente en el mechero.
4. Deja enfriar el tubo y vuelve a pesar.
5. Llena la tabla 1 que aparece al final de esta práctica.
6. Con los datos de la tabla 1 traza una gráfica en papel milimétrico; en el eje horizontal ubica el número de moles del $KClO_3$ utilizado y en el eje vertical, el número de moles de KCl obtenido, tanto experimental como teóricamente.



7. Con los datos obtenidos escribe tus conclusiones.

Reacción:

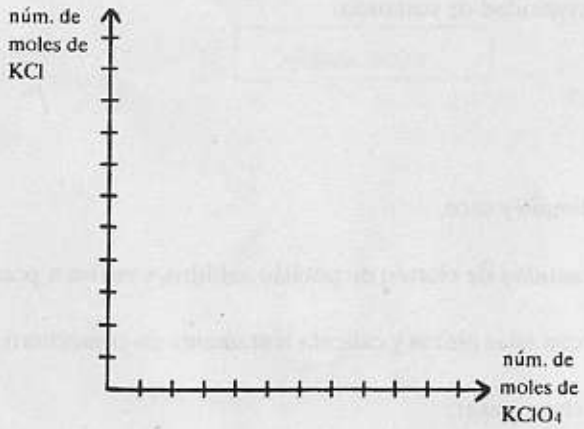
$$2KClO_3 \longrightarrow 2KCl + 3O_2\,(g).$$

Experimento B

1. Haz lo mismo, pero usando perclorato de potasio anhidro.

2. Llena la tabla 2 que aparece al final de esta práctica.

3. Con los datos de la tabla 2 traza una gráfica en papel milimétrico; en el eje horizontal ubica el número de moles del $KClO_4$ empleados y en el eje vertical, el número de moles de KCl obtenido, tanto experimental como teóricamente.



4. Con los datos obtenidos escribe tus conclusiones.

Reacción:

$$2KClO_4 \longrightarrow 2KCL + 4O_2\,(g)$$

Tabla 1. (Práctica 3-A)

Núm. del tubo	Peso en gramos del tubo vacío	Peso en gramos del tubo con $KClO_3$	Peso en gramos del $KClO_3$	Núm. de moles de $KClO_3$	Peso en gramos del tubo al final del experimento	Peso en gramos del KCl (experimental)	Núm. de moles de KCl (experimental)	Núm. de moles de KCl (teórico)	Peso en gramos del oxígeno desprendido (experimental)	Núm. de moles de oxígeno (experimental)	Núm. de moles de oxígeno (teórico)
1											
2											
3											
4											
5											
6											

Tabla 2. (Práctica 3-B)

Núm. del tubo	Peso en gramos del tubo vacío	Peso en gramos del tubo con $KClO_4$	Peso en gramos del $KClO_4$	Núm. de moles de $KClO_4$	Peso en gramos del tubo al final del experimento	Peso en gramos del KCl (experimental)	Núm. de moles de KCl (experimental)	Núm. de moles de KCl (teórico)	Peso en gramos del oxígeno desprendido (experimental)	Núm. de moles de oxígeno (experimental)	Núm. de moles de oxígeno (teórico
1											
2											
3											
4											
5											
6											

PRÁCTICA DE LABORATORIO NÚM. 4: "DEMOSTRACIÓN DE LA LEY DE LAS PROPORCIONES CONSTANTES"

Objetivo

En este experimento se hará reaccionar permanganato de potasio con tiosulfato de sodio en presencia de un exceso de ácido sulfúrico, para comprobar la Ley de las proporciones constantes.

Material

1 vaso de precipitados

2 goteros

1 agitador de vidrio

Disolución acuosa de permanganato de potasio, $KMnO_4$

Disolución acuosa de tiosulfato de sodio, $Na_2S_2O_3$

Ácido sulfúrico, H_2SO_4, concentrado

Procedimiento

Coloca de cinco a 15 gotas de la disolución acuosa de $KMnO_4$ en un vaso de precipitados. Agrega agua hasta llenar la mitad del vaso, y unas cinco gotas de ácido sulfúrico concentrado. Se agrega gota a gota la disolución de $Na_2S_2O_3$, hasta que el color rosado del $KMnO_4$ desaparezca. Anota el número de gotas de disolución de $KMnO_4$ y de $Na_2S_2O_3$ empleadas. Después de cada gota de disolución de $Na_2S_2O_3$ es necesario agitar con una varilla de vidrio y esperar el tiempo suficiente para ver si desaparece o no el color (aproximadamente cinco segundos). Repite la operación cuatro veces usando diferente cantidad inicial de $KMnO_4$.

Para cada caso calcula el cociente de las gotas empleadas de $KMnO_4$, así como de las de $Na_2S_2O_3$.

Preguntas

1. Describe lo observado y registra los resultados.

2. ¿Por qué razón este experimento demuestra la Ley de las proporciones constantes?

3. Con frecuencia, los resultados son sólo aproximaciones. Indica:

   a) ¿Cuáles son las principales fuentes de error en nuestro experimento?

   b) ¿Cómo podríamos obtener resultados más precisos?

La ecuación de la reacción química empleada es la siguiente:

$$8KMnO_4 + 5Na_2S_2O_3 + 7\mathbf{H_2SO_4} \longrightarrow \mathbf{4K_2SO_4} + 8MnSO_4 + 7H_2O + 5Na_2SO_4.$$

PRÁCTICA DE LABORATORIO NÚM. 5: "DETERMINACIÓN DEL PESO EQUIVALENTE DE ÁCIDO Y BASES"

Objetivo

Las cantidades de ácidos diferentes que reaccionan con una misma cantidad de base guardan la misma proporción entre sí que las de esos ácidos, cuando reaccionan con cierta cantidad de otra base, hechos que constituyen uno de los fundamentos de la teoría atómica de Dalton y que comprobarás a continuación.

Material

6 vasos de precipitados
8 goteros

Sustancias

Agua destilada
Disoluciones de 10 g en 100 ml de:
Ácido sulfúrico (H_2SO_4)
Ácido nítrico (HNO_3)
Ácido clorhídrico (HCl)
Hidróxido de potasio (KOH)
Hidróxido de sodio (NaOH)
Fenolftaleína

Procedimiento

1. Vierte agua destilada hasta la mitad de un vaso de precipitados.

2. Agrega 10 gotas de la disolución de NaOH.

3. Añade dos gotas de disolución de fenolftaleína. La disolución debe tornarse roja.[12]

4. Agrega gota a gota, agitando, la disolución de H_2SO_4. Cuenta el número de gotas necesarias para hacer variar el color. En el caso de la fenolftaleína, el color rojo desaparece completamente y queda una disolución incolora.

5. Repite el experimento utilizando otra vez 10 gotas de disolución de NaOH, y agrega gota a gota disolución de HNO_3 usando el mismo indicador (fenolftaleína).

6. Repite el experimento empleando disoluciones de NaOH y HCl.

7. Efectúa los experimentos anteriores con 10 gotas de disolución de KOH y los mismos ácidos.

8. En la tabla 3 registra los datos obtenidos.

9. Con el dato del número de gotas de H_2SO_4 equivalente a 10 gotas de NaOH, calcula el peso equivalente del H_2SO_4 correspondiente a 40 g de NaOH.

(*Nota*. La relación entre los pesos equivalentes debe ser igual a la que existe entre el número de gotas empleadas, ya que éstas tienen, aproximadamente, el mismo volumen. Siendo que una gota tiene un volumen aproximado de 0.05 ml y que las disoluciones tienen una concentración de 10 g de sustancia en 100 ml de disolución, la cantidad de sustancia presente en 10 gotas de NaOH se puede calcular de la siguiente manera:

[12] Pueden proporcionarse diferentes indicadores a varios grupos de alumnos. El resultado debe ser el mismo aunque los colores que se obtengan sean diferentes.

$$10 \text{ gotas} \times \frac{0.05 \text{ ml}}{1 \text{ gota}} \times \frac{10 \text{ g de NaOH}}{100 \text{ ml}} = 0.05 \text{ g de NaOH.}$$

10. Repite las operaciones para el cálculo de la cantidad de HNO_3 equivalente a 40 g de NaOH.

11. Haz lo mismo para el HCl.

12. Conociendo el peso equivalente del H_2SO_4, encuentra el que corresponde al KOH, con los datos del número de gotas que reaccionan.

13. Repite el cálculo anterior, basándote en el peso equivalente del HNO_3, y las gotas de este ácido y de KOH, que reaccionan.

14. Efectúa nuevamente el cálculo, basándote en el peso equivalente del HCl, y el número de gotas de este ácido y de KOH.

Tabla 3.

	Para 10 gotas de NaOH	*Para 10 gotas de KOH*
Gotas necesarias de disolución de H_2SO_4		
Gotas necesarias de disolución de HNO_3		
Gotas necesarias de disolución de HCl		

Preguntas

1. Reproduce los datos del cuadro y los cálculos de los pesos equivalentes obtenidos, según las indicaciones anteriores.

2. El peso equivalente del KOH se obtuvo en tres formas diferentes, ¿coincidieron los valores?

3. ¿Qué harías para lograr mayor precisión de los pesos equivalentes?

4. De hechos experimentales semejantes a los aquí propuestos, Dalton dedujo la Teoría atómica. ¿Puedes sugerir qué razonamientos empleó?

Problemas

Ley de las proporciones constantes, fijas o definidas

1. Una muestra de sal contiene 0.224 g de sodio y 0.346 g de cloro. Otra muestra de sal contiene 39.3% de sodio. Demostrar que lo anterior ilustra la Ley de las proporciones definidas.

2. Analíticamente se determinó que una muestra de arena contenía 5.62 g de silicio y 6.40 g de oxígeno. Otra muestra de arena contenía 9.36 g de silicio y 10.64 g de oxígeno. Explicar en qué forma estos datos ilustran la Ley de las proporciones constantes.

Ley de las proporciones múltiples

3. Cierto óxido de hierro contiene 77.7 % de hierro en masa. Un óxido diferente contiene 69.9 % de hierro de masa. Demostrar que la Ley de las proporciones múltiples se cumple realizando los siguientes cálculos:

   a) ¿Cuál es la masa de hierro por 100 g de oxígeno en el primer compuesto?

   b) ¿Cuál es la masa de hierro por 100 g de oxígeno en el segundo compuesto?

   c) ¿Cuál es la relación de los dos números encontrados? Expresa la relación utilizando números enteros.

4. El fósforo y el cloro forman dos compuestos. En el compuesto uno, las masas de fósforo y cloro son 22.48% y 77.51%, respectivamente; en el compuesto dos, estos valores son 14.88 y 85.12%.

   a) Calcula la masa en gramos del cloro que se combina con un gramo de fósforo en cada compuesto.

   b) Utiliza los valores obtenidos en *a*) para comprobar si se cumple la Ley de las proporciones múltiples.

Masa molecular

5. La fórmula del insecticida DDT es $C_{14}H_9Cl_5$.

   a) ¿Cuál es la masa molecular?

   b) ¿La molécula del DDT es más pesada o más ligera que la molécula del insecticida lindano, $C_6H_6Cl_6$?

6. Empleando hasta tres cifras significativas, expresa la masa de cada una de las siguientes sustancias en uma.

   a) un átomo de Cl

   b) un átomo de Al

   c) 200 átomos de B

   d) 6.02×10^{23} átomos de Ca

7. La fórmula del controvertido edulcorante llamado sacarina es $C_7H_5O_3NS$.

   a) ¿Cuál es su masa molecular?

   b) ¿Cuál de las dos moléculas es más pesada, la sacarina o la sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$?

8. Si la masa de una mosca casera es 1.0×10^{-2} g, ¿cuál es la masa en gramos de un mol de mosca?

Fórmula mínima

9. Determina la fórmula mínima de un compuesto que presenta la siguiente composición centesimal: Cl, 52.509%, y S, 47.488%

10. A partir de los siguientes datos calcula la fórmula mínima de un compuesto que contiene 25.92% N y 74.07% O.

Fórmula molecular

11. El análisis elemental del ácido acetilsalicílico, aspirina, es 60.0% de C, 4.48% de H y 35.5 % de O. Si su masa molecular es 180.2 uma, ¿cuál es la fórmula molecular?

12. El compuesto para–diclorobenceno se empleó a menudo como bola de naftalina. Si su análisis es 49.02% de C, 2.743% de H, y 48.24% de Cl, y su masa molecular, 147.0 uma ¿cuál es su fórmula molecular?

Composición porcentual

13. La progesterona es un compuesto común de la píldora anticonceptiva. Si su fórmula es $C_{12}H_{30}O_2$, ¿cuál es su composición porcentual?

14. El sulfato de aluminio, $Al_2(SO_4)_3$, se emplea en grandes cantidades en la producción del papel. ¿Cuál es su composición porcentual?

LINEAMIENTOS DE AUTOEVALUACIÓN

1. Al calcular el por ciento de los componentes se encuentra que para el Na es de 39.3% y para el Cl, 60.70% en ambas muestras, y recordando la Ley de las proporciones definidas podemos concluir que son la misma muestra.

2. La ley queda demostrada al comprobar que existe el mismo porcentaje de O y Si en ambas muestras

3. *a*) 3.48
b) 2.32
c) 1.5/1.0 o 3/2

4. *a*) 3.45 en el primero y 0.29 en el segundo
b) 1/3 y 1/5

5. *a*) 354.5 uma
b) más pesada

6. *a*) 35.5 uma
b) 269 uma
c) 2.164×10^3 uma
d) 2.41×10^{25} uma

7. *a*) 183 uma
b) La sacarosa

8. 0.166×10^{21}g

9. SCl

10. N_2O_5

11. $C_9H_8O_4$

12. $C_6H_4Cl_2$

13. C, 80.207%; H, 9.617%; O, 10.176%

14. Al, 15.789%; S, 28.070%; O, 56.140%

ACTIVIDADES DE GENERALIZACIÓN

Para conocer un poco más de la personalidad y obra de los científicos mencionados en este fascículo, te recomendamos la lectura de los textos: *El maestro de lo infinitamente pequeño, Breve Historia de la Química* y *El investigador del fuego* que se registran en la bibliografía.

Asimismo, haz un resumen donde se destaquen las aportaciones sobresalientes de estas obras en relación con lo que estudiamos en este fascículo.

GLOSARIO

Átomo. Partícula más pequeña de la que está compuesta toda materia.

Ácido. Sustancia de sabor agrio, que concentrada provoca quemaduras y cambia el color de los extractos de ciertos vegetales, los cuales son llamados indicadores.

Base. También llamada álcalis, es una sustancia de sabor amargo que cambia el color de los indicadores de manera opuesta al producido por los ácidos.

Elemento. Sustancia que no se puede descomponer químicamente en otras sustancias más simples; por ejemplo, el oro, el sodio, etcétera.

Fenolftaleína. Extracto que se emplea para identificar si una sustancia es ácido o base, de acuerdo con el color que adquiere, por lo que se dice que es un indicador ácido-base.

Masa. Cantidad de materia que posee un cuerpo.

Molécula. Partícula producida por la asociación química de varios átomos y que puede existir estable en estado libre. En la época de Dalton se utilizaban como sinónimos los términos átomo y molécula. André Marie Ampere (1775-1836) empezó a utilizar los términos átomo y molécula en su sentido moderno.

Electrólisis. Procedimiento en el cual, mediante la electricidad, se separan los elementos constitutivos de un compuesto químico.