



*Water Lilies*, 1906.  
Claude Monet,  
pintor francés (1840-1926).



El mundo de la química

## Capítulo VI: Las transformaciones químicas

### El nivel macroscópico: Masas molares

Cada molécula de agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) posee una masa promedio de 18,02 u, ya que cada átomo de hidrógeno tiene una masa promedio de 1,01 u y cada átomo de oxígeno una masa promedio de 16,00 u. ¿Cuál es la masa de  $N_A$  moléculas de agua? Fácil:  $N_A$  veces la masa de una molécula de agua, es decir,  $N_A \times 18,02$  u que es lo mismo que  $18,02 N_A$  u.

Si definimos  $N_{AU} = \text{g}$ , entonces la masa de un mol de agua (esto es, la masa de  $N_A$  moléculas de agua) es 18,02 g. A la masa de un mol de entidades la denominamos **masa molar** y es la constante  $M$  que relaciona  $n$  y  $m$ .

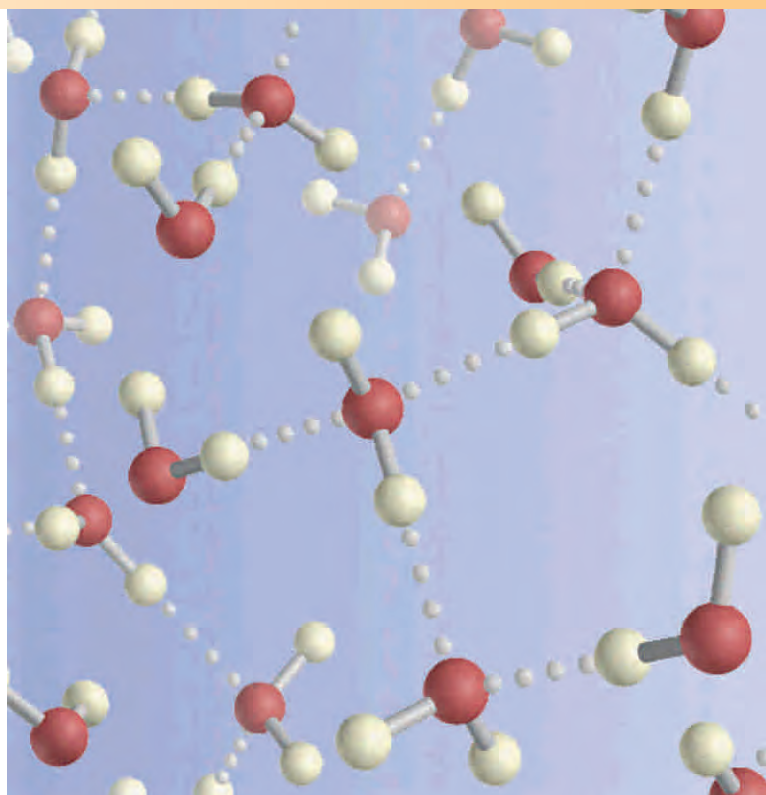
Como puedes ver, la masa de una entidad y la masa molar para el mismo tipo de entidad tienen el mismo valor numérico pero difieren en la unidad: la primera se expresa en u y la segunda en g.

Puedes darte cuenta de que u tiene un valor muy pequeño, como lo puedes constatar partiendo de la expresión  $N_{AU} = \text{g}$ . Basta con despejar u:

$$u = \text{g}/N_A = \text{g}/(6,02 \times 10^{23}) = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

### Para pensar

La masa promedio de un átomo de nitrógeno es 14,00 u y la de uno de hidrógeno ya sabes que es 1,01 u. Entonces, ¿cuál es la masa molecular del tan conocido compuesto amoníaco ( $\text{NH}_3$ )? ¿Cuál es la masa molar del mismo compuesto? ¿Cuál es la masa de tres moles de amoníaco?



# Misión de las moléculas: Cambiar en busca de la estabilidad

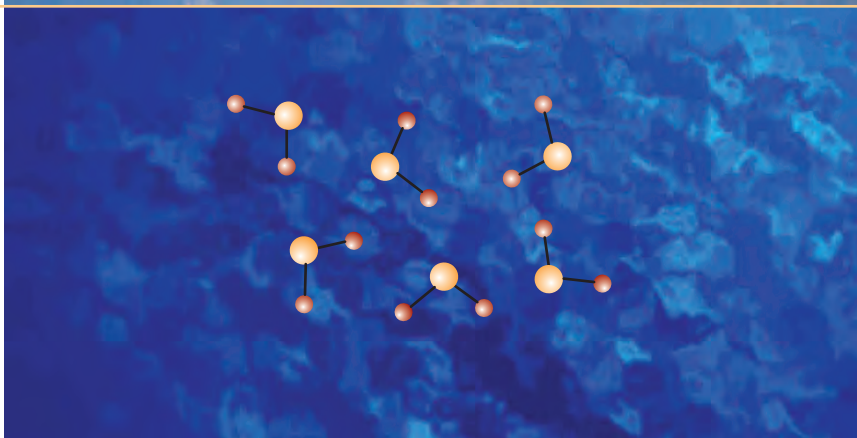
Tanto los átomos como los iones se enlazan buscando estabilidad; de la misma manera, las moléculas se transforman en busca de una estabilidad mayor a la que tienen. Bajo determinadas condiciones favorables, unas moléculas se transforman en otras. Las últimas (productos) son más estables que las primeras (reaccionantes) en las condiciones impuestas. Los cambios pueden ir desde simples calentamientos (o enfriamientos); expansiones (o compresiones); cambios donde la estructura intermolecular (entre moléculas) se afecta ligeramente; transformaciones de estado físico (donde la estructura intermolecular se afecta notablemente), hasta llegar a las reacciones químicas, donde la estructura intramolecular cambia. En este último caso se dice que ha ocurrido un cambio químico. Por cierto que estos cambios químicos no siempre son fáciles de observar.

La figura siguiente ilustra la estructura intramolecular e intermolecular de un sistema formado por moléculas de agua en los estados gaseoso, líquido y sólido. Además se ilustran los cambios al descomponerse las moléculas de agua y formar moléculas de dióxigeno y dihidrógeno.

Aquí puedes ver seis moléculas de colocadas a tal distancia (estado gaseoso) como para interactuar entre sí. Es importante aclarar que si ese fuese el tamaño de una molécula la distancia entre ellas sería muchísimo mayor. La estructura intramolecular muestra los enlaces O-H de las moléculas de agua.



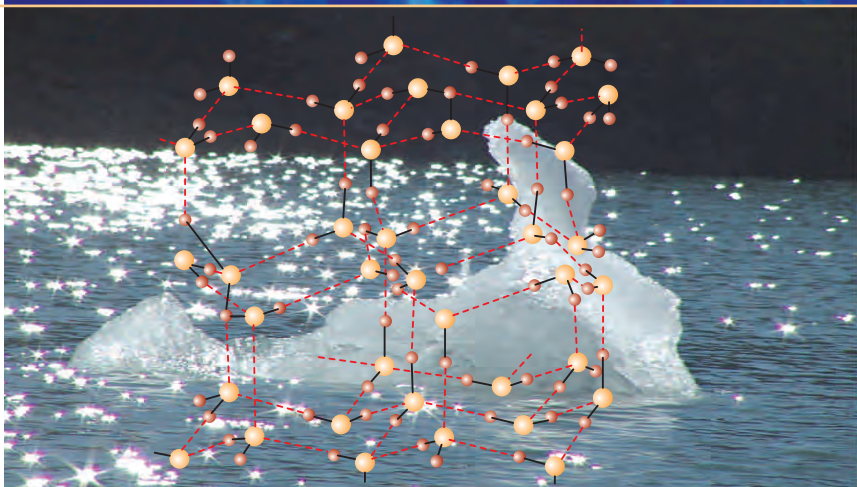
En un intervalo de presión y temperatura, las moléculas del agua en estado líquido están lo suficientemente próximas como para interactuar a través de puentes de hidrógeno entre los oxígenos de unas y los hidrógenos de otras. La energía existente en el estado líquido permite que las moléculas se acerquen y se alejen rompiendo y formando puentes constantemente. Los puentes determinan la estructura intermolecular del estado líquido.



En el estado sólido, los puentes están presentes pero las moléculas de agua no poseen la energía interna necesaria para romperlos. Se tiene una estructura rígida que deja huecos internos que justifican el hecho de que el agua sea una de las pocas sustancias donde el sólido es menos denso que el líquido, por lo cual el hielo flota sobre el agua. En el estado sólido existen una estructura intramolecular y una intermolecular bien definidas.

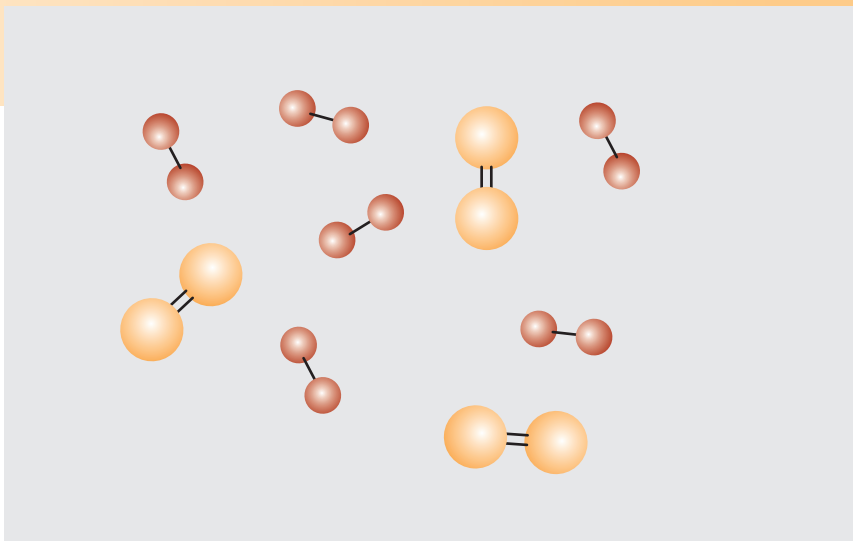
Los puentes aparecen en color rojo.

Puedes notar que cada molécula forma puentes con cuatro moléculas.



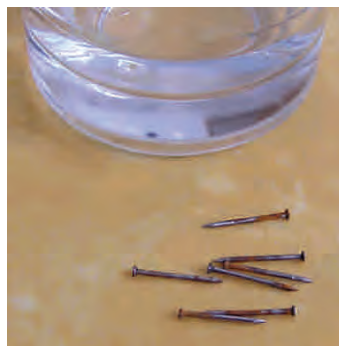
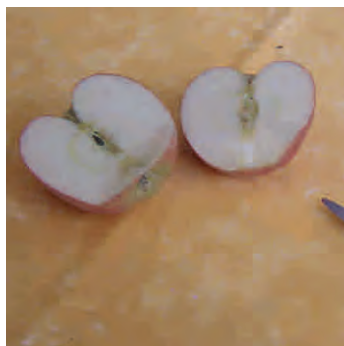
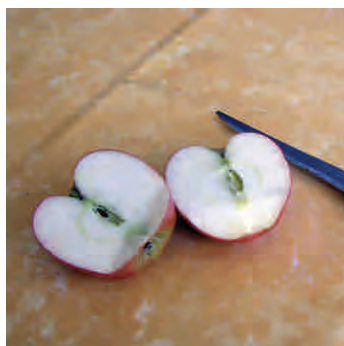


Las seis moléculas de agua al ser descompuestas, por ejemplo por la electricidad, modifican su estructura intramolecular dando origen a tres moléculas de oxígeno y seis de hidrógeno. Los enlaces O-H fueron sustituidos por enlaces H-H y O=O.



## ¿Cómo sabemos cuándo ha ocurrido una reacción química?

Nuestros sentidos perciben que ha ocurrido una reacción química a través de una o más señales: cambios de color, desprendimiento de gases, formación de sólidos en un medio líquido, desprendimiento de calor con el consiguiente aumento de temperatura y absorción de calor y, por tanto, disminución de temperatura.



## Los cambios químicos se rigen por leyes

Todas las reacciones químicas obedecen a leyes que fueron enunciadas hace aproximadamente dos siglos. Eran los años en que se empezaba a delinear lo que serían los conceptos fundamentales de la química.

## Una ocasión para experimentar

Sobre una cucharadita de bicarbonato de sodio ( $\text{NaHCO}_3$ ) agrega unas gotas de jugo de limón (ácido cítrico) o de vinagre (ácido acético) y observa lo que ocurre. ¿Qué señal te indica que ha ocurrido una reacción?

Corta una papa, una manzana o un cambur en dos y déjalo unos minutos a la intemperie. ¿Qué te hace pensar que ha ocurrido una reacción?

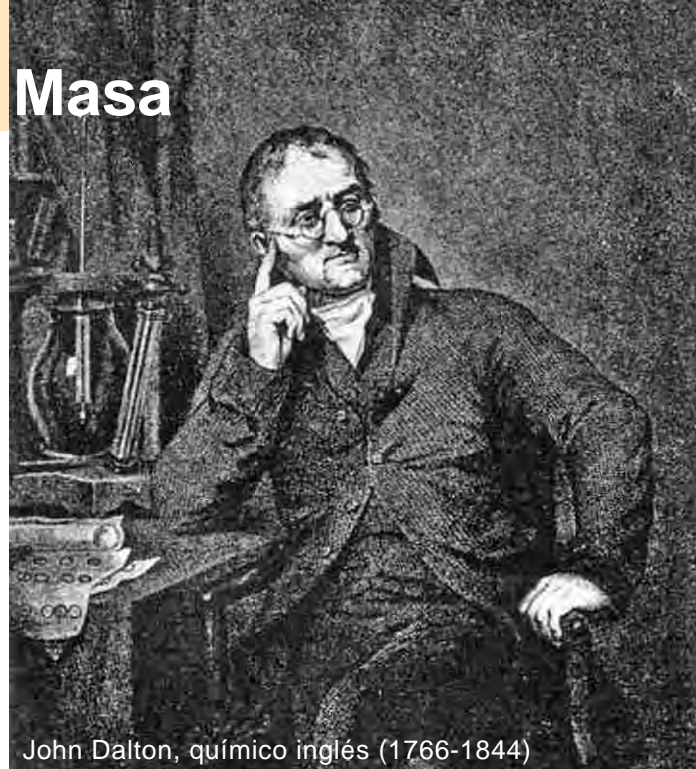
Sumerge un clavo de hierro en agua. Déjalo unas horas y observa. ¿Qué indicador tienes de que ha ocurrido una reacción?

Es importante advertirte que no te emociones y comiences en tu casa a mezclar productos de limpieza, pues la reacción entre ellos puede producir sustancias altamente tóxicas.

# Ley de Conservación de la Masa

Enunciada por Antoine Lavoisier en 1789, esta ley establece que cuando ocurre una reacción química la masa se mantiene constante. Es decir, la masa después de la reacción es igual a la masa antes de la reacción. Cuando años después, en 1808, Dalton formuló su teoría atómica, pudo explicar esta ley a través del concepto de la **indestructibilidad de los átomos**. Si los átomos son indestructibles, al ocurrir una reacción química lo que se produce es un rearrreglo de los átomos, sin que haya variación en la cantidad de materia (masa). Es importante destacar que este rearrreglo no es tan simple pues implica consumo o producción de energía y la aparición, en el sistema, de propiedades totalmente diferentes.

Hoy en día sabemos que, cuando ocurre una reacción química, lo que se mantiene constante es la energía del "universo" y que en determinadas circunstancias pueden suceder cambios en la masa. Sin embargo, excepto en las denominadas reacciones nucleares, donde ocurre una modificación del núcleo de los átomos involucrados, la variación de masa en el resto de las reacciones químicas es insignificante e imperceptible.



John Dalton, químico inglés (1766-1844)

124

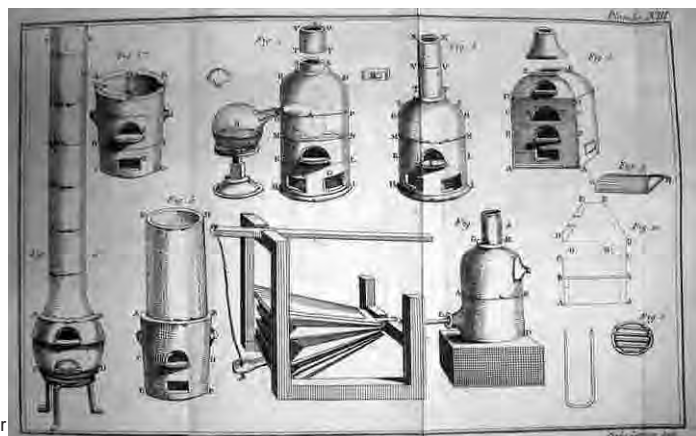
## Un poco de historia

Antoine Lavoisier, químico francés nacido en 1743, se graduó de abogado como su padre, pero su interés estuvo desde pequeño en la ciencia; de hecho a los 25 años ingresa a la Academia de Ciencias. En 1771 se casa con una joven de sólo 14 años (Marie Anne Paulze), quien se convertiría, como ayudante de laboratorio, en apoyo de sus investigaciones, traductora, dibujante y secretaria. Lavoisier estudió las reacciones de combustión y calcinación, cuyos resultados le permitieron terminar con la Teoría del Flogisto que había propuesto Georg Stahl en 1703.

Este estudioso hizo de la química una ciencia cuantitativa al utilizar la balanza en sus experimentos. Ante los confusos nombres que se usaban para elementos y compuestos, Lavoisier, junto con Berthollet, De Morveau y Fourcroy realizaron aportes para establecer una nomenclatura química aún comprensible para nosotros.

Lavoisier no sólo se dedicó a la química sino que también hizo contribuciones en otros campos del saber: fisiología, agricultura, economía, educación. En 1794, durante los años del terror que acompañaron a la Revolución Francesa, Lavoisier fue tristemente guillotinado por haber sido recaudador de impuestos.

Antoine Lavoisier es considerado el padre de la química.



Instrumentos del laboratorio de Lavoisier



# Medir y cuantificar, ¿para qué?

Instrumentos del laboratorio de Lavoisier



Ya desde el siglo XVIII en adelante no bastará con descubrir nuevas sustancias, ni describir y reconocer reacciones. Medir va a ser clave en el desarrollo de la Teoría Atómica y de la química. Las mediciones de masa y volumen abren la puerta hacia una nueva visión de la materia.

El efecto producido por una reacción no depende sólo de lo que reacciona sino también de las cantidades que reaccionan. Un poco más de sal transforma el sabor de una comida de agradable en desagradable. En muchos casos, un ligero exceso puede transformar un producto inocuo o beneficioso en nocivo. Pero además, medir y cuantificar facilita comunicar y reproducir los resultados. ¿Te imaginas hacer una torta sin que te digan las cantidades de cada ingrediente que debes utilizar?



Ilustración de pesos y medidas en *Olai Magni Historia de Gentibus Septentrionalibus*

125

Diversos patrones de medición de longitud a través del tiempo. De abajo hacia arriba: El Pie del Rey, el Pico de Constantinopla (Istanbul), una Vara, una media-toise inglesa de Graham (1737), Aune étalon de París, (1554), Aune de París, (1746), el metro, (1800-1804). Fuente: Museo de Artes y Labores, Francia.



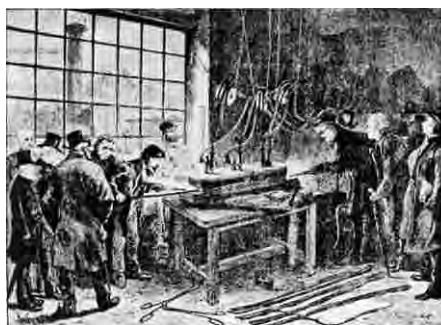
## ¿Sabías que...?

El resultado de una medición se expresa mediante un número seguido de una unidad:  $t = 9s$ . Existen distintas unidades para una misma propiedad, lo cual ocasiona muchas veces dificultades en la interpretación. En 1960, el Comité Internacional de Pesas y Medidas adoptó el Sistema Internacional de Unidades (SI) el cual, hoy en día, es el utilizado por la mayoría de los países.

Una de las grandes ventajas del SI es la de ser un sistema decimal. Para cada propiedad y para cada unidad se estableció un símbolo; así para la cantidad derivada del volumen su símbolo es  $V$  y el de su unidad es  $m^3$ , en este caso, sin embargo, también se acepta para su unidad el símbolo L (litro).

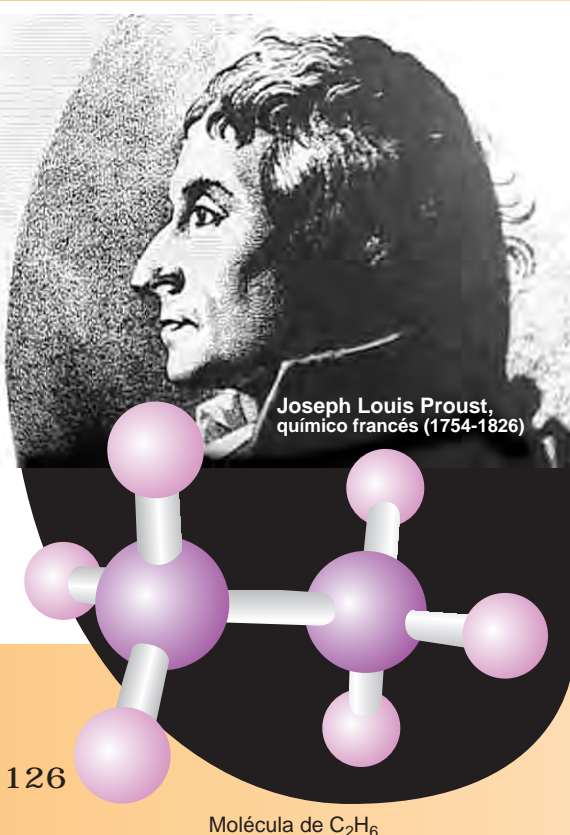
Nuestro país se acogió al SI según consta en la Gaceta Oficial Extraordinaria N° 2 823 del 14 de julio de 1981.

Unidad de masa (kilogramo). Este prototipo internacional, realizado en una aleación de platino e iridio, se mantiene en el Museo de Pesas y Medidas bajo condiciones específicas desde 1889.



Unidad de longitud (metro). Construcción del prototipo internacional en una aleación de platino e iridio, que se mantiene en el Museo de Pesas y Medidas bajo condiciones específicas desde 1889. Actualmente el patrón es la longitud de onda  $\lambda$  del kriptón.

# Ley de las Proporciones Definidas



Establecida por Louis Proust en 1801, expresa que cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto, siempre lo harán en una relación invariable de masas.

Los mismos elementos pueden combinarse para formar más de un compuesto; por ejemplo, el gas natural, tan importante para Venezuela, contiene metano ( $CH_4$ ), etano ( $C_2H_6$ ), propano ( $C_3H_8$ ), butano ( $C_4H_{10}$ ). Para cada uno de estos compuestos se cumple la Ley de las Proporciones Definidas.

En el metano, 12,0 g de carbono reaccionan con 4,0 g de hidrógeno, es decir, en una relación de masas igual a: 3,0 g de C x 1,0 g de H se obtendrán 4,0 g de  $CH_4$ .

En el etano, 24,0 g de carbono reaccionan con aproximadamente 6,0 g de hidrógeno, es decir, en una relación de masas igual a: 4,0 g de C x 1,0 g de H se obtendrán 5,0 g de  $C_2H_6$  (imagen a la izquierda).

Para cada compuesto, la cantidad de producto obtenido varía de acuerdo con las cantidades de reaccionantes que se empleen, pero la proporción o relación de masas será invariable.

## Para pensar

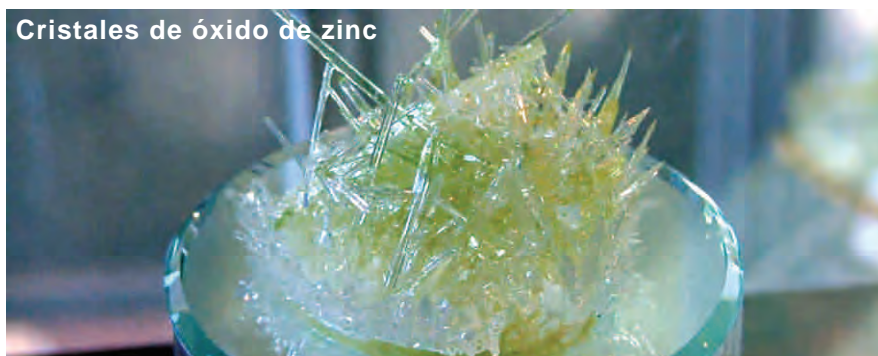
El metano en la tierra se formó hace millones de años. Si 6,0 g de carbono logran reaccionar con 4,0 g de hidrógeno, ¿qué elemento queda en exceso y qué masa del mismo: 2,0 g de hidrógeno, 2,0 g de carbono o ninguno de los dos? ¿Qué masa de metano se forma: 10,0 g; 8,0 g o 6,0 g? Comparte tus resultados con tu profesor.



A cada momento y en todos los lugares del mundo se está haciendo uso de la Ley de las Proporciones Definidas cada vez que se realiza un examen de orina o de sangre. Muchas veces, la cantidad de una especie molecular o iónica se determina en relación con la cantidad de un reactivo gastado, pues ambas cantidades están en una relación fija e invariable.

Por ejemplo, la cantidad de ión cloruro en una muestra de orina podría determinarse por la cantidad de reactivo (ión plata) consumido para formar  $AgCl$ .

La Ley de las Proporciones Definidas en ocasiones no se cumple; esto ocurre principalmente cuando se forman cristales de óxidos o de sulfuros. Tal hecho se debe, principalmente, a las condiciones impuestas durante la formación del cristal. Ello no es nada inconveniente, por el contrario, dicha condición puede ser aprovechada, por ejemplo, en las distintas coloraciones que se utilizan para decorar cerámicas.



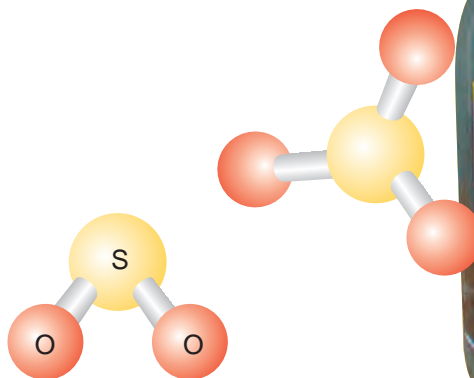
Cristales de óxido de zinc



# Ley de las Proporciones Múltiples

Dos elementos, al combinarse, pueden formar más de un compuesto. Las masas de uno de los elementos que se combinan con una cantidad fija del otro lo realizan en una relación de números enteros y sencillos. Este es el enunciado de la **Ley de las Proporciones Múltiples** (Dalton, 1803).

El ácido sulfúrico es uno de los compuestos más importantes que el hombre debe sintetizar, pues este ácido es la base de la producción de muchos más. En este proceso participan dos gases:  $\text{SO}_2$  y  $\text{SO}_3$ . Sus estructuras y, por tanto, sus propiedades, son totalmente diferentes; sin embargo, entre las cantidades de oxígeno que reaccionan con la misma cantidad de azufre hay una relación muy simple: 2 a 3. La misma que existe entre los números de átomos de oxígeno.



Con 32 g de azufre reaccionan  
32 g de oxígeno.

Con 32 g de azufre reaccionan  
48 g de oxígeno.

127

Relación entre las cantidades de oxígeno (expresadas en g) que reaccionan con la misma cantidad de azufre.

$$32 \text{ g de oxígeno} \times 48 \text{ g de oxígeno} = 2/3$$

Relación entre las cantidades de oxígeno (expresadas ya sea en entidades o en mol de entidades) que reaccionan con la misma cantidad de azufre.

$$\text{Por átomo de S: } 2 \text{ átomos de O} \times 3 \text{ átomos de O} = 2/3$$

$$\text{Por mol de átomos de S: } 2 \text{ mol de átomos de O} \times 3 \text{ mol de átomos de O} = 2/3$$



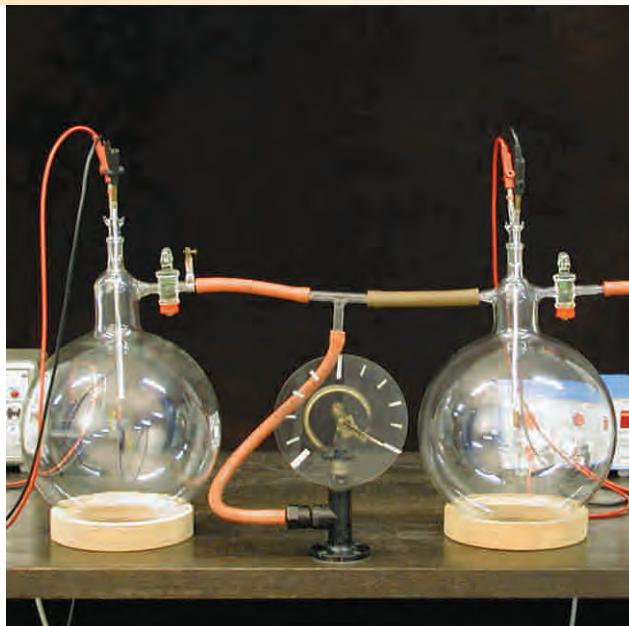
Las leyes antes presentadas son conocidas como “**leyes ponderales**” por expresar relaciones de masa, aunque “ponderal”, en realidad, se refiere a peso más que a masa. Hay que recordar que la masa y no el peso representa la cantidad de materia. El peso es una fuerza, depende de la aceleración de la gravedad y, por tanto, no es constante para una muestra, mientras que la masa sí lo es.

# Ley de los Volúmenes de Combinación

Otra ley importante de la química se refiere al volumen. Fue enunciada en 1808 por el químico francés Joseph Louis Gay Lussac. Éste observó que en las reacciones donde intervienen gases, los volúmenes de los reaccionantes y de los productos están en una proporción de números enteros. Para que ello se cumpla es necesario que todos los volúmenes hayan sido medidos en las mismas condiciones de temperatura y presión.

Gay Lussac observó, por ejemplo, que un litro de hidrógeno + un litro de cloro producen dos litros de cloruro de hidrógeno. Luego, la relación entre los volúmenes es: 1 a 1 a 2.

Estos resultados serían inexplicables suponiendo que el hidrógeno y el cloro fuesen monoatómicos, pero pueden explicarse fácilmente ya que esos gases son diatómicos. ¿Cómo podrían un átomo de hidrógeno y un átomo de cloro formar dos unidades de cloruro de hidrógeno? ¡Tendría que partirse cada átomo en dos y el átomo es indivisible!



Ya que los gases hidrógeno y cloro son diatómicos, cada unidad material está formada por dos átomos. Sus unidades simplemente se separan en sus dos átomos y cada uno de los átomos de cloro y cada uno de los átomos de hidrógeno pasan a formar cada unidad del producto. Así, con una unidad material de hidrógeno y una unidad de cloro se forman dos unidades de cloruro de hidrógeno.

128

Esta interpretación de los resultados de Gay Lussac se debe a Avogadro, pero no fue admitida sino muchos años después, cuando se aceptó el concepto de moléculas. Para ese momento ya Avogadro había muerto.

La ilustración muestra cómo podrían interpretarse los resultados macroscópicos de Gay Lussac con las concepciones microscópicas de Dalton (derecha) y de Avogadro (abajo). La segunda concuerda con el resultado experimental de que un vol de hidrógeno y uno de cloro producen dos volúmenes de cloruro de hidrógeno.

