

UNIDAD 1

- 1 Primeras leyes de la química
- 2 Teoría atómica de Dalton
- 3 Leyes volumétricas
- 4 Cantidad de sustancia: el mol

ESTRATEGIAS DE RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS

ACTIVIDADES DE CONSOLIDACIÓN Y SÍNTESIS

QUÍMICA, TECNOLOGÍA Y SOSTENIBILIDAD **SA**
Las mujeres y la químicaTÉCNICAS DE TRABAJO Y EXPERIMENTACIÓN
Determinación de la fórmula de una sal hidratada

CONOCIMIENTOS BÁSICOS. EVALUACIÓN

Teoría atómico-molecular





Enfoques

Antes de Lavoisier, la química era alquimia. Con medidas precisas, Antoine-Laurent Lavoisier (1743-1794), sentó las bases de la química moderna. Sin embargo, en sus investigaciones no estuvo solo: su esposa, Marie-Anne-Pierrette Paulze (1758-1836), fue una colaboradora eficaz y entusiasta, asistiéndole en sus experimentos, anotando observaciones, traduciendo textos científicos del latín e inglés al francés, criticando vetustas teorías (como la del flogisto), dibujando con maestría los trabajos realizados en el laboratorio, etc. Por ello, si Antoine Lavoisier está considerado como el «padre de la química moderna», Marie-Anne Paulze debería ostentar el título de «madre de la química».

No obstante, la situación más frecuente de la mujer en la ciencia ha sido la de exclusión: «Las mujeres de ciencia han sido, en la mayoría de los casos, mujeres invisibles, y condenadas al olvido. Y es que la presencia femenina en la ciencia ha sido puesta en tela de juicio, denostada y negada desde el principio de los tiempos. Hoy en día, el número de mujeres en la universidad supera al de hombres, pero la distribución es bastante desigual en las distintas disciplinas. Y las mujeres que se aventuran a cursar una carrera científica la llevan a término en muy contadas ocasiones».

Teresa AMIGUET, La Vanguardia (18/03/2019)

Podemos relacionar el texto arriba expuesto con las metas de los Objetivos de Desarrollo Sostenible (ODS) 5 «Igualdad de género», 8 «Trabajo decente y crecimiento económico» y 10 «Reducción de las desigualdades», prestando especial interés en estos datos destacados:

- «La tasa de participación de la mujer en la población activa es del 63% mientras que la de los hombres es del 94%».
- «Las mujeres se hacen cargo 2,5 veces más que los hombres del cuidado, no remunerado, de personas y del trabajo doméstico».

<https://www.un.org/sustainabledevelopment/es/>



- 1 Debatid en clase si es cierto o no que la presencia femenina en la ciencia ha sido denostada, su pensamiento desautorizado y su trabajo menospreciado. Si estás de acuerdo con lo anterior, indica cuáles crees que han sido o son las causas de tal desigualdad de trato.
- 2 Debatid en clase si las actividades típicas del trabajo doméstico no remunerado: cocinar, limpiar la casa, lavar la ropa, planchar, acompañar a las personas mayores, llevar a los niños al colegio, etc., deben ser llevadas mayoritariamente por mujeres.



1 Primeras leyes de la química

Recuerda

La materia está formada por mezclas y sustancias.

Una **sustancia química** es un tipo de materia que presenta una composición química y unas propiedades constantes, y las entidades que la componen no pueden separarse mediante ningún procedimiento físico.

Las sustancias se clasifican en:

- **Simples** o **elementos**. No pueden descomponerse en otras más sencillas, ni siquiera utilizando los métodos químicos habituales.
- **Compuestos**. Están formados por dos o más elementos diferentes, combinados en una proporción fija, y separables únicamente por métodos químicos.

Una **mezcla** es una combinación de dos o más sustancias, cada una de las cuales mantiene su propia composición y propiedades, que pueden ser separadas mediante procedimientos físicos.



Figura 1.1. En 1799, Joseph Louis Proust, profesor del Real Colegio de Artillería de Segovia, demostró la ley que hoy lleva su nombre.

Se puede decir que la química, como ciencia, tuvo su origen a finales del siglo XVIII, y que su creador fue **Antoine Laurent Lavoisier** (1743-1794). La causa de tan tardío comienzo (más de un siglo de retraso con respecto a la revolución que originó Newton en la física) hay que buscarla en la dificultad de estudiar los complejos sistemas químicos, que requerían nuevas técnicas de trabajo experimental y una mejora en la precisión de la medida de masas y de volúmenes que aparecen en las reacciones.

1.1. Leyes ponderales

Las leyes ponderales son las leyes generales que rigen las combinaciones químicas. Se basan en la experimentación y miden cuantitativamente la cantidad de materia que interviene en las reacciones químicas.

Ley de conservación de la masa o de Lavoisier

El químico **Antoine Laurent Lavoisier** se dio cuenta de la importancia que tenía la precisión de las medidas. En 1773 repitió el experimento realizado por **R. Boyle** para verificar el supuesto aumento de masa que sufrían los metales cuando eran calentados. Según Boyle, tal aumento se debía a la absorción, por parte de los metales, de partículas del fuego con el que se calentaban.

Lavoisier calentó un metal (estaño o plomo) en un recipiente cerrado con cierta cantidad de aire. La superficie del metal quedó calcinada, pero el conjunto (recipiente, metal calcinado y aire) pesaba lo mismo que antes de calentarlo: el calcinado que se producía en la superficie del metal era una combinación de metal y de aire, es decir, se había producido una reacción química. En 1774, Lavoisier enunció la que podemos considerar la primera ley de la química, la **ley de conservación de la masa**:

En cualquier reacción química que tenga lugar en un sistema cerrado, la **masa total de las sustancias** allí existentes **se conserva**. O, lo que es lo mismo, en una reacción química, la masa de las sustancias de partida (reactivos) es la misma que la de las sustancias finales (productos).

Ley de las proporciones definidas o de Proust

Joseph Louis Proust (1754-1826), trabajando con el carbonato de cobre(II), CuCO_3 , comprobó que contenía 5,3 partes de cobre, 1 de carbono y 4 de oxígeno, y que esto era siempre así, independientemente de cómo se hubiera obtenido la sustancia, en el laboratorio o en la naturaleza. En 1799 enunció la **ley de las proporciones definidas**:

Quando se combinan químicamente dos o más elementos para dar un determinado compuesto, siempre lo hacen en una proporción fija, con independencia de su estado físico y forma de obtención.

Ley de las proporciones múltiples o de Dalton

En 1808, el químico inglés **John Dalton** (1766-1844) descubrió que algunos elementos se combinaban en más de una proporción con una cantidad fija de otro elemento para dar compuestos distintos, en lo que parecía ser una extensión más compleja de la ley de Proust:

Dos elementos pueden combinarse entre sí en más de una proporción para dar compuestos distintos. En ese caso, determinada cantidad fija de uno de ellos se combina con cantidades variables del otro, de modo que las cantidades variables de este último guardan entre sí una relación de números enteros sencillos.



- 1** ■ Hacemos reaccionar 20 g de reactivos y solo obtenemos 18 g de productos. ¿Se cumple la ley de conservación de la masa? ¿Por qué no coinciden la masa de las sustancias de partida y las de las finales? Explica tu respuesta.

Ejercicios resueltos

- I** El bromo y el potasio se combinan para dar bromuro de potasio, KBr, en una proporción de 79,9 g de bromo y 39,1 g de potasio. ¿Cuál será la cantidad de potasio necesaria para combinarse con 25 g de bromo?

Una proporcionalidad sencilla nos muestra que:

$$\frac{79,9 \text{ g de bromo}}{39,1 \text{ g de potasio}} = \frac{25 \text{ g de bromo}}{x \text{ g de potasio}}$$

Así pues, se combinarán exactamente 12,23 g de potasio. Todo el potasio de más que se añada, sencillamente sobraré y no reaccionará.

- II** El cloro y el sodio se combinan para dar cloruro de sodio en la siguiente relación: 71 g de cloro con 46 g de sodio. Calcula:

- a) La cantidad necesaria de sodio para que se combine totalmente con 30 g de cloro.

Sabemos que:

$$\frac{71 \text{ g de cloro}}{46 \text{ g sodio}} = \frac{30 \text{ g de cloro}}{x \text{ g de sodio}}$$

A partir de esta relación es posible obtener los gramos necesarios que se combinan con 30 g de cloro:

$$x = 19,44 \text{ de sodio}$$

- b) La cantidad de cloruro de sodio que se formará al mezclar 50 g de cloro con 80 g de sodio.

Las cantidades, 50 g de cloro y 80 g de sodio, no se ajustan a la relación 71:46, por lo que uno de los dos elementos (el cloro o el sodio) está en exceso. En este caso, es el sodio el que está en exceso, ya que según la relación necesitamos 71 g de cloro para que reaccionen con 46 g de sodio; dado que solo hay 50 g de cloro, este será el reactivo limitante, por lo que la relación se establece con él.

$$\frac{71 \text{ g de cloro}}{46 \text{ g de sodio}} = \frac{50 \text{ g de cloro}}{x \text{ de sodio}}$$

$$x = 32,4 \text{ g de sodio reaccionantes}$$

Quedarán, pues, sin reaccionar:

$$80 \text{ g} - 32,4 \text{ g} = 47,6 \text{ g de sodio}$$

Por tanto, se formarán:

$$50 \text{ g de cloro} + 32,4 \text{ g de sodio} = 82,4 \text{ g de cloruro de sodio}$$

- 2** ■ El hidrógeno y el oxígeno se combinan en una proporción de 1:8 para formar agua. Indica lo que ocurrirá si combinamos 14 g de hidrógeno con 50 g de oxígeno.

Ejercicio resuelto

- III** El azufre y el oxígeno forman tres compuestos distintos en proporciones diferentes: 32 g de azufre reaccionan con 16 g de oxígeno, pero también reaccionan por completo con 32 g y con 48 g de oxígeno. ¿Encuentras alguna regularidad en estas proporciones? ¿Sabrías enunciar la ley aplicada a este ejemplo?

Calculamos las relaciones entre las cantidades de oxígeno que reaccionan con una cantidad fija de azufre en los distintos compuestos:

$$32 \text{ g de O} / 16 \text{ g de O} = 2 \text{ (entre el 2.º y el 1.º)}$$

$$48 \text{ g de O} / 16 \text{ g de O} = 3 \text{ (entre el 3.º y el 1.º)}$$

$$32 \text{ g de O} / 48 \text{ g de O} = 2/3 \text{ (entre el 2.º y el 3.º)}$$

La proporción de oxígeno entre el segundo y el primer compuesto es 2; entre el tercero y el primero, es 3, y entre el segundo y el tercero, 2/3. En los tres casos obtenemos una relación de números enteros sencillos. Ahora bien, para comprobar estas relaciones, hemos considerado una cantidad fija de azufre (32 g). Diremos entonces que el azufre y el oxígeno reaccionan siguiendo tres proporciones en masa distintas (2:1, 2:2 y 2:3), lo que da lugar a los tres óxidos de azufre (SO, SO₂ y SO₃, respectivamente).

- 3** ■ ¿Se cumple la ley de las proporciones múltiples en el caso de la tabla?

Compuesto	Masa de A	Masa de B
1	20 g	15 g
2	35 g	52,5 g
3	50 g	112,5 g

- 4** ■ ¿Cómo es posible que dos elementos puedan combinarse en más de una proporción si la ley de Proust afirma que la proporción es única?

- 5** ■ El carbono se combina con oxígeno en dos proporciones en masa, 3:4 y 3:8. Con la primera forma monóxido de carbono (CO), y con la segunda, dióxido de carbono (CO₂). Razona qué afirmaciones son correctas:

- a) 12 g de carbono reaccionan con 48 g de oxígeno para dar CO.
 b) 12 g de carbono reaccionan con 16 g de oxígeno para dar CO.
 c) 12 g de carbono reaccionan con 32 g de oxígeno para dar CO₂.
 d) 12 g de carbono reaccionan con 36 g de oxígeno para dar CO₂.

2 Teoría atómica de Dalton

Una **ley científica** es una regularidad observada durante una investigación científica. Para que tenga sentido, debe formar parte de un cuerpo más amplio, llamado **teoría**.

¿Qué significan las leyes ponderales? ¿Acaso intentan decirnos algo sobre la estructura íntima de la materia? ¿Forman parte de una teoría más amplia? Dalton creyó que sí.

2.1. Dalton justifica las leyes ponderales

La consecuencia que se deriva de las leyes de las proporciones definidas y de las proporciones múltiples es que la materia está formada por átomos.

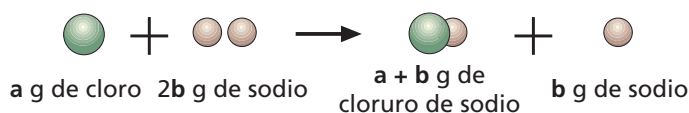
Justificación de Dalton de las leyes ponderales

Explicación de la ley de las proporciones definidas:

Si la única combinación posible entre el cloro y el sodio es 35,5:23, y suponemos que el cloruro de sodio resultante es la unión de un átomo de cloro con un átomo de sodio, solo existe una proporción posible de combinación entre ambas sustancias: la que corresponde a la masa de un átomo de cloro con la masa de un átomo de sodio.



Si la proporción se altera, uno de los reactivos queda en exceso:



Explicación de la ley de las proporciones múltiples:

Si el azufre y el oxígeno pueden combinarse según tres proporciones distintas, 2:1; 2:2 y 2:3, y suponemos que la masa del átomo de azufre es el doble que la del oxígeno (como de hecho ocurre en la realidad), entonces la explicación de las tres combinaciones sería la que se muestra en la figura:

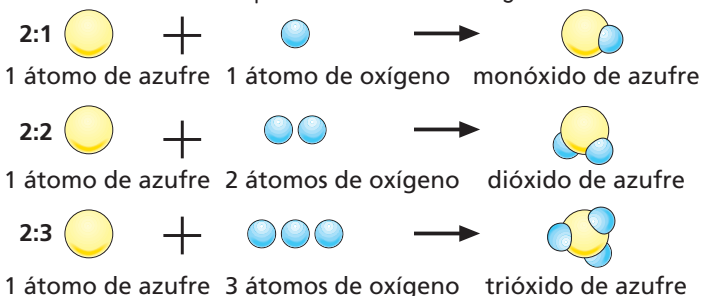


Figura 1.2. Dalton describió su propio defecto visual (y el de uno de sus hermanos): dificultad para distinguir ciertos colores (sobre todo, rojo y verde). Era la primera vez que se relataba tal incapacidad, a la que, en su honor, se denominó «daltonismo».

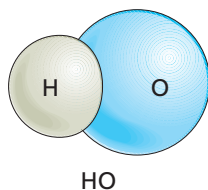


Figura 1.3. Interpretación errónea de Dalton para la molécula de agua.

2.2. Enunciado de la teoría atómica

En 1808, Dalton publicó su teoría atómica, que podemos resumir en estos postulados:

1. Los elementos químicos están formados por partículas pequeñísimas, llamadas **átomos**, que son indivisibles e inalterables.
2. Todos los átomos de un mismo elemento son iguales y, por tanto, tienen la misma masa y propiedades, mientras que los átomos de diferentes elementos tienen distinta masa y propiedades.
3. Los compuestos químicos están formados por la unión de átomos de diferentes elementos, y estos átomos se combinan entre sí en una relación de números enteros sencillos.
4. Los átomos no se crean ni se destruyen en una reacción química, solo se redistribuyen.

2.3. Limitaciones a la teoría atómica

En la época de Dalton era inimaginable conocer la masa absoluta de los átomos, pero sí se podían saber, a través de medidas indirectas, sus masas relativas. Por ejemplo, si la proporción en masa de hidrógeno y oxígeno para formar agua es 1:8, suponemos que el agua consta de un átomo de H y otro de O, como erróneamente creyó Dalton (figura 1.3), y establecemos de modo arbitrario que la masa del átomo de H es igual a 1, el de O tendría una masa relativa de 8. Así, **Dalton elaboró la primera tabla de masas atómicas** (relativas al hidrógeno). Esta tabla contenía muchos errores, pues en aquella época no había manera de conocer cuántos átomos de un elemento se combinaban con un solo átomo de otro.

3 Leyes volumétricas

3.1. Ley de los volúmenes de combinación o de Gay-Lussac

Después de experimentar con muchas reacciones entre gases, **J. L. Gay-Lussac** (1778-1850) enunció en 1808 la **ley de los volúmenes de combinación**:

Cuando los gases se combinan para formar compuestos gaseosos, los volúmenes de los gases que reaccionan y los de los gases que se forman, medidos ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura, mantienen una relación de números enteros sencillos.

Esta ley ayuda a conocer el número de átomos de un elemento que se combinan con un solo átomo de otro elemento. En el caso de la reacción de formación del agua, el hecho de que 1 volumen de oxígeno reaccione con 2 de hidrógeno (para formar 2 volúmenes de vapor de agua) sugiere que 1 átomo de oxígeno se combina con 2 de hidrógeno. Pero *¿cómo lo hace?* Si se cumple la ley de los volúmenes de combinación, y el oxígeno y el hidrógeno están formados por átomos libres (O y H), como Dalton creía, entonces no se puede cumplir la afirmación del propio Dalton de que el átomo es indivisible.

3.2. La hipótesis de Avogadro

¿Cómo se puede interpretar la ley de Gay-Lussac desde el punto de vista de la teoría atómica?

La clave la dio en 1811 el italiano **A. Avogadro** (1776-1856). Sin embargo, su propuesta permaneció en el olvido hasta que, 50 años más tarde, **S. Cannizaro** (1826-1910) la volvió a retomar, esta vez con notable éxito.

Volúmenes iguales de gases diferentes, en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de partículas.

Es decir, si 1 volumen de nitrógeno y otro de oxígeno producen 2 volúmenes de NO es porque, en el caso del NO, el número de partículas es el doble. Ahora bien, *¿cómo era eso posible si se sabía que 1 átomo de nitrógeno se combinaba con 1 de oxígeno y los átomos, según la teoría atómica, no se pueden romper en dos mitades?* La solución la encontró el propio Avogadro:

«Las partículas fundamentales de nitrógeno, oxígeno y otros gases no son átomos, sino agrupaciones de varios átomos del elemento». Avogadro denominó **moléculas** a estas agrupaciones de átomos.

Si el nitrógeno y el oxígeno son moléculas diatómicas que se rompen al reaccionar, los átomos quedan libres para combinarse de otra forma y originar óxido de nitrógeno. ¡Ahora todo encaja!: una molécula de O₂ reacciona con una molécula de N₂ para originar dos moléculas de NO.

La combinación de la teoría atómica de Dalton, la ley de Gay-Lussac y la hipótesis de Avogadro constituye la **teoría atómico-molecular**.

Actividades

6 **D** Dalton sabía que la proporción en la que el hidrógeno se combina con el oxígeno es de 1:8, y creía que el agua se formaba por la combinación de un átomo de cada clase. Así que dedujo que el átomo de O era 8 veces más pesado que el de H. ¿Qué masa le correspondería

7 **D** Teniendo en cuenta las leyes volumétricas y el concepto de molécula, justifica que la molécula de agua esté formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

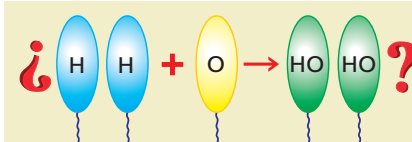


Figura 1.4. Para que la reacción entre el hidrógeno y el oxígeno tenga lugar, parece que debe romperse un átomo de O en dos mitades. Incluso si la composición del agua fuera H₂O (como ocurre en realidad), también se deberían romper átomos, esta vez de hidrógeno. Pero *¿los átomos se pueden romper en dos mitades?* Hay algo que se está interpretando mal.

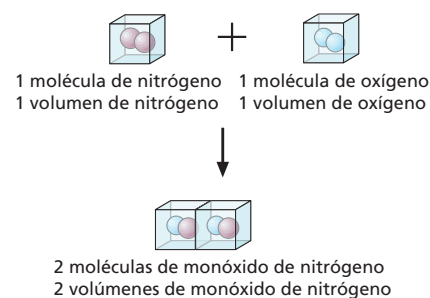
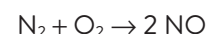


Figura 1.5. La reacción que tiene lugar es:



4 Cantidad de sustancia: el mol

Recuerda

La **masa atómica relativa** (o, simplemente, **masa atómica**) de un elemento es la masa que le corresponde a uno de sus átomos cuando se lo compara con un átomo patrón, el carbono-12. Se define la **unidad de masa atómica** (u) como 1/12 de la masa del carbono-12.

La **masa molecular de un compuesto** es la suma de las masas atómicas de los elementos de la fórmula, multiplicadas cada una por el número de veces en que está presente el elemento



Figura 1.6. En un mol de carbono hay $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de C, que tienen una masa de 12 g.

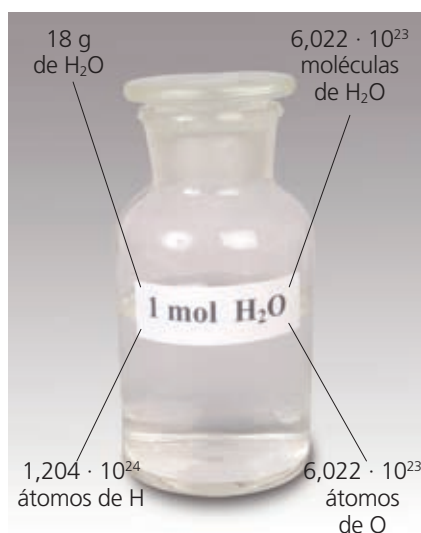


Figura 1.7. ¿A qué equivale 1 mol de H_2O ?

Las dimensiones de los átomos son tan pequeñas que la cantidad mínima de sustancia que se puede medir sin demasiado error contiene ya un número muy elevado de átomos. Se necesita, pues, definir una unidad de cantidad de sustancia que contenga un alto número de átomos o moléculas. Esa unidad es el *mol*. En 1971 se señaló al mol como una de las siete unidades básicas del sistema internacional (SI):

El **mol** es la **cantidad de sustancia** que contiene exactamente $6,022\ 140\ 76 \cdot 10^{23}$ entidades elementales de dicha sustancia. Según el tipo de sustancia, las entidades elementales pueden ser átomos, moléculas, iones, etc.

En honor a Avogadro, el número $6,022\ 140\ 76 \cdot 10^{23}$, que se suele redondear a $6,022 \cdot 10^{23}$, se denomina **número de Avogadro** (N_A), siendo $6,022\ 140\ 76 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ la **constante de Avogadro** (N_A). Veamos algunos ejemplos:

- En 1 mol de H hay $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de H.
- En 1 mol de H_2 hay $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2 o $12,044 \cdot 10^{23}$ átomos de H.
- En 1 mol de CCl_4 hay $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de tetracloruro de carbono o, lo que es lo mismo, $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de C y $24,088 \cdot 10^{23}$ átomos de Cl.

4.1. Masa molar

La **masa molar** de una sustancia es la masa que corresponde a un mol de dicha sustancia. Se representa mediante la letra **M** y se expresa en **kg/mol** o en **g/mol**.

El valor numérico de la masa molar, cuando se expresa en g/mol, coincide con el de la masa atómica, molecular o iónica, del elemento, molécula o ion, respectivamente. Por ejemplo, las masas atómicas del Fe, C y Cl son 55,8, 12,0 y 35,5, respectivamente. Entonces, la masa molar del Fe es 55,8 g/mol y la del CCl_4 , 154 g/mol.

La relación entre cantidad de sustancia y masa molar es:

$$n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)}} \quad 1.1$$

4.2. Composición centesimal y determinación de la fórmula empírica y molecular de un compuesto

La **composición centesimal** indica el porcentaje de masa de cada elemento que forma parte de un compuesto.

Se calcula estableciendo una relación entre la cantidad de elemento existente en 1 mol de compuesto y la cantidad que de ese mismo elemento hay en 100 g de compuesto. Una vez conocida, podemos hallar la fórmula empírica de un compuesto:

La **fórmula empírica** de un compuesto es aquella que indica la relación más sencilla en que están combinados los átomos de cada uno de los elementos.

Se calcula dividiendo los porcentajes en masa de cada elemento entre su masa molar. Si estos cocientes no fueran cifras enteras, se dividen entre la menor de todas ellas; si aún así no fueran enteras, se multiplican todas ellas por el número necesario, hasta conseguirlo.

La **fórmula molecular** es un múltiplo entero de la empírica.

Si la fórmula empírica es AB_2 , la fórmula molecular responderá a la expresión $(AB_2)_n = A_nB_{2n}$, donde n es el resultado de la siguiente operación:

$$n = \frac{\text{masa molar real}}{\text{masa molar de la fórmula empírica}}$$

Actividades

- 8 **■** Comenta la siguiente frase: «La masa atómica del oxígeno es 16 g.»
- 9 **■** Calcula las masas moleculares de las siguientes sustancias:
- N_2
 - $C_9H_8O_4$
 - $Al_2(SO_4)_3$
- 10 **■** Calcula la masa en gramos de un átomo de carbono-12.
S: $1,99 \cdot 10^{-23}$ g
- 11 **■** ¿Cuántos átomos de H, S y O hay en 200 g de ácido sulfúrico (H_2SO_4)?
S: $2,46 \cdot 10^{24}$ átomos de H; $1,23 \cdot 10^{24}$ átomos de S;
 $4,92 \cdot 10^{24}$ átomos de O

Ejercicio resuelto

IV **■** Se tiene una muestra de 2,5 mol de agua (H_2O). Calcula:

- a) La cantidad de agua en gramos.

Hallamos la masa molar de H_2O :

$$M = (1 \cdot 2) \text{ g de H} + 16 \text{ g de O} = 18 \text{ g de } H_2O$$

$$n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)}}; 2,5 \text{ mol} = \frac{m}{18 \text{ g/mol}}$$
$$m = 45 \text{ g de } H_2O$$

- b) El número de moléculas de H_2O y el de átomos de H y O.

$$\frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = \frac{2,5 \text{ mol}}{x \text{ moléculas}}$$
$$x = 1,505 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } H_2O$$

Como cada molécula de H_2O contiene 2 átomos de H y 1 de O, tendremos:

$$2 \cdot 1,505 \cdot 10^{24} = 3,011 \cdot 10^{24} \text{ átomos de H}$$

$$1 \cdot 1,505 \cdot 10^{24} = 1,505 \cdot 10^{24} \text{ átomos de O}$$

- 12 **■** Tenemos 18 g de glucosa, $C_6H_{12}O_6$. Calcula:

- La cantidad, en mol, de $C_6H_{12}O_6$, de C, de H y de O.
- El número de partículas de $C_6H_{12}O_6$, de C, de H y de O.

S: a) 0,1 mol de $C_6H_{12}O_6$; 0,6 mol de C y de O; 1,2 mol de H

b) $6,022 \cdot 10^{22}$ moléculas de $C_6H_{12}O_6$;
 $3,613 \cdot 10^{23}$ átomos de C y de O; $7,226 \cdot 10^{23}$ átomos de H

- 13 **■** Calcula las moléculas de ácido fórmico ($HCOOH$) que hay en 1 L de dicho compuesto.

Dato: $\rho_{HCOOH} = 1,2183 \text{ g/cm}^3$

S: $1,5949 \cdot 10^{25}$

Ejercicio resuelto

- V **■** Calcula la composición centesimal del ácido nítrico, HNO_3 .

Hallamos la masa molar del HNO_3 :

$$1 \text{ g de H} + 14 \text{ g de N} + 3 \cdot 16 \text{ g de O} = 63 \text{ g/mol}$$

Ahora, establecemos las siguientes relaciones:

$$\text{Hidrógeno: } \frac{1 \text{ g de H}}{63 \text{ g de } HNO_3} = \frac{x \text{ g de H}}{100 \text{ g de } HNO_3}$$

$$x = 1,59 \% \text{ de hidrógeno}$$

$$\text{Nitrógeno: } \frac{14 \text{ g de N}}{63 \text{ g de } HNO_3} = \frac{x \text{ g de N}}{100 \text{ g de } HNO_3}$$

$$x = 22,22 \% \text{ de nitrógeno}$$

$$\text{Oxígeno: } \frac{48 \text{ g de O}}{63 \text{ g de } HNO_3} = \frac{x \text{ g de O}}{100 \text{ g de } HNO_3}$$

$$x = 76,19 \% \text{ de oxígeno}$$

- 14 **■** Calcula la composición centesimal del carbonato de sodio, Na_2CO_3 .

Datos: masas atómicas: Na = 23; C = 12; O = 16

S: 43,4 % de Na; 11,3 % de C; 45,3 % de O

Ejercicio resuelto

- VI **■** Un hidrocarburo contiene 85,63 % de C y 14,37 % de H. Si su masa molecular es 28, calcula su fórmula molecular.

Primero hallamos la fórmula empírica de este hidrocarburo:

$$85,63 \text{ g de C} / 12 \text{ g/mol} = 7,14 \text{ mol de carbono}$$

$$14,37 \text{ g de H} / 1 \text{ g/mol} = 14,37 \text{ mol de hidrógeno}$$

La relación de números enteros es:

$$\frac{7,14}{7,14} = 1 \text{ átomo de C}; \quad \frac{14,37}{7,14} = 2 \text{ átomos de H}$$

Por tanto, la fórmula empírica es CH_2 . La masa de CH_2 es $12 + 1 \cdot 2 = 14$ y la masa molecular del hidrocarburo es 28; puesto que $28/14 = 2$, la fórmula molecular es $(CH_2)_2$, o sea, C_2H_4 .

- 15 **■** La composición centesimal de cierto azúcar es: 40,00 % de C, 6,67 % de H y 53,33 % de O. Si tiene una masa molar de 180 g/mol, ¿cuál es su fórmula molecular?

S: $C_6H_{12}O_6$

- 16 **■** El análisis de una sustancia indica que se trata de un óxido de sodio de masa molar 78 g/mol, con un 58,97 % en masa de Na. Calcula su fórmula molecular.

Primeras leyes de la química

- 1** Dos muestras de gases tienen estas composiciones:
- Muestra A: 3,446 g de carbono y 9,189 g de oxígeno.
 - Muestra B: 8,531 g de carbono y 22,749 g de oxígeno.
- a) Explica si se trata del mismo gas o si corresponden a dos gases distintos del carbono.
- b) ¿Qué ley ponderal se cumple?

ESTRATEGIA DE RESOLUCIÓN

Hallamos la relación que existe entre los gramos de carbono y los de oxígeno de cada muestra.

$$\text{Muestra A: } \frac{3,446 \text{ g de C}}{9,189 \text{ g de O}} = 0,375$$

$$\text{Muestra B: } \frac{8,531 \text{ g de C}}{22,749 \text{ g de O}} = 0,375$$

La relación es la misma. Por tanto: se trata de un único óxido de carbono, y se cumple la ley de Proust.

- 2** ¿Se cumple la ley de Dalton en estas muestras?

- Muestra A: 2,544 g de carbono y 3,392 g de oxígeno.
- Muestra B: 3,768 g de carbono y 10,048 g de oxígeno.

ESTRATEGIA DE RESOLUCIÓN

En primer lugar hallamos la relación existente entre los gramos de carbono y los de oxígeno en cada muestra.

$$\text{Muestra A: } \frac{2,544 \text{ g de C}}{3,392 \text{ g de O}} = 0,750$$

$$\text{Muestra B: } \frac{3,768 \text{ g de C}}{10,048 \text{ g de O}} = 0,375$$

Al ser distintas las relaciones, las muestras corresponden a dos óxidos de carbono diferentes. En la muestra B existe menos proporción de carbono con respecto al oxígeno (la mitad). Podrían ser el monóxido de carbono, CO (A), y el dióxido de carbono, CO₂ (B). Se cumple la ley de Dalton.

Cantidad de materia

- 3** Calcula los átomos de H y S existentes en 10,5 g de H₂S.

ESTRATEGIA DE RESOLUCIÓN

Calculamos la masa molar del H₂S:

$$2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 = 34 \text{ g/mol}$$

Aplicamos la siguiente relación:

$$\frac{34 \text{ g de H}_2\text{S}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{S}} = \frac{10,5 \text{ g de H}_2\text{S}}{x \text{ moléculas de H}_2\text{S}}$$
$$x = 1,86 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{S}$$

Como cada molécula de H₂S contiene dos átomos de hidrógeno y uno de azufre, las 1,86 · 10²³ moléculas de H₂S contendrán: 3,72 · 10²³ átomos de hidrógeno y 1,86 · 10²³ de azufre.

- 4** Calcula la composición centesimal del H₃PO₄.

ESTRATEGIA DE RESOLUCIÓN

Determinamos la masa molar del H₃PO₄:

$$3 \cdot 1 + 1 \cdot 31 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ g/mol}$$

Establecemos las siguientes relaciones:

$$\frac{3 \text{ g de H}}{98 \text{ g de H}_3\text{PO}_4} = \frac{x \text{ g de H}}{100 \text{ g de H}_3\text{PO}_4}; x = 3,06 \% \text{ de H}$$

$$\frac{31 \text{ g de P}}{98 \text{ g de H}_3\text{PO}_4} = \frac{y \text{ g de P}}{100 \text{ g de H}_3\text{PO}_4}; y = 31,63 \% \text{ de P}$$

$$\frac{64 \text{ g de O}}{98 \text{ g de H}_3\text{PO}_4} = \frac{z \text{ g de O}}{100 \text{ g de H}_3\text{PO}_4}; z = 65,31 \% \text{ de O}$$

Determinación de fórmulas

- 5** El análisis de una muestra de un compuesto presenta el siguiente resultado: 52,18 % de carbono, 13,04 % de hidrógeno y 34,78 % de oxígeno. Calcula la fórmula empírica de dicho compuesto.

ESTRATEGIA DE RESOLUCIÓN

El análisis revela que en 100 g de muestra hay 52,18 g de C, 13,04 g de H y 34,78 g de O. Por otra parte, la masa molar de cada elemento es: 12 g/mol (C); 1 g/mol (H) y 16 g/mol (O).

Calculamos los moles de cada elemento:

$$\frac{52,18 \text{ g de C}}{12 \text{ g/mol}} = 4,35 \text{ mol de carbono}$$

$$\frac{13,04 \text{ g de H}}{1 \text{ g/mol}} = 13,04 \text{ mol de hidrógeno}$$

$$\frac{34,78 \text{ g de O}}{16 \text{ g/mol}} = 2,17 \text{ mol de oxígeno}$$

En una primera aproximación, la fórmula del compuesto podría ser C_{4,35}H_{13,04}O_{2,17}; sin embargo, debemos encontrar otra relación idéntica de números enteros. Para ello dividimos los tres subíndices de la fórmula entre el menor de ellos:

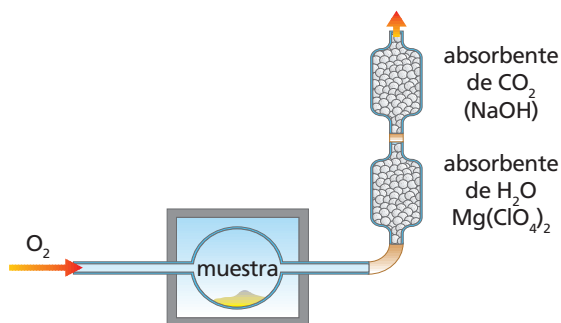
$$\frac{4,35}{2,17} = 2 \text{ átomos de carbono}$$

$$\frac{13,04}{2,17} = 6 \text{ átomos de hidrógeno}$$

$$\frac{2,17}{2,17} = 1 \text{ átomo de oxígeno}$$

Por tanto, la fórmula empírica es C_2H_6O .

- 6** Una muestra de 2,028 g de un determinado azúcar se quema en corriente de oxígeno y produce 2,974 g de CO_2 y 1,217 g de vapor de H_2O .



Sabiendo que el azúcar solo contiene carbono, hidrógeno y oxígeno, calcula su fórmula empírica.

ESTRATEGIA DE RESOLUCIÓN

Al quemar el azúcar, el carbono y el hidrógeno que contiene pasan a formar parte del CO_2 y del vapor de H_2O , respectivamente. Si la masa de estos dos compuestos es superior a la de la muestra, ello se debe a la absorción de oxígeno.

Establecemos las siguientes relaciones a partir de las masas moleculares:

$$\frac{44 \text{ g de } CO_2}{12 \text{ g de C}} = \frac{2,974 \text{ g de } CO_2}{x \text{ g de C}}; x = 0,811 \text{ g de C}$$

$$\frac{18 \text{ g de } H_2O}{2 \text{ g de H}} = \frac{1,217 \text{ g de } H_2O}{y \text{ g de H}}; y = 0,135 \text{ g de H}$$

Los gramos de oxígeno que contiene la muestra de azúcar se obtienen por diferencia:

$$2,028 - (0,811 + 0,135) = 1,082 \text{ g de oxígeno}$$

Ahora debemos buscar las equivalencias entre los gramos hallados y los moles de átomos correspondientes:

$$\frac{0,811 \text{ g de C}}{12 \text{ g/mol}} = 0,0676 \text{ mol de carbono}$$

$$\frac{0,135 \text{ g de H}}{1 \text{ g/mol}} = 0,135 \text{ mol de hidrógeno}$$

$$\frac{1,082 \text{ g de O}}{16 \text{ g/mol}} = 0,0676 \text{ mol de oxígeno}$$

Buscamos la relación de números enteros:

$$\frac{0,0676}{0,0676} = 1 \text{ átomo de carbono}$$

$$\frac{0,135}{0,0676} = 2 \text{ átomos de hidrógeno}$$

$$\frac{0,0676}{0,0676} = 1 \text{ átomo de oxígeno}$$

La fórmula empírica es CH_2O .

- 7** Determina la fórmula empírica y molecular de un compuesto cuya masa molar es de 58 g/mol y está formado por: 82,8 % de C y 17,2 % de H.

ESTRATEGIA DE RESOLUCIÓN

- Dividimos los porcentajes de cada elemento entre sus masas molares (de este modo, hallamos la relación entre moles):

$$\text{Moles de carbono: } \frac{82,8 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 6,9 \text{ mol de C}$$

$$\text{Moles de hidrógeno: } \frac{17,2 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}} = 17,2 \text{ mol de H}$$

La relación entre ellos es 6,9:17,2.

- Dado que la relación entre átomos solo puede expresarse mediante números enteros, debemos convertir la relación anterior en otra equivalente, pero de números enteros.

$$\text{Átomos de C en la fórmula: } \frac{6,9}{6,9} = 1 \text{ átomo}$$

$$\text{Átomos de H en la fórmula: } \frac{17,2}{6,9} = 2,5 \text{ átomos}$$

Los átomos de H siguen siendo decimales. Para que todos sean enteros, multiplicamos por dos:

$$2 \cdot 1 \text{ átomo de C} = 2 \text{ átomos de C}$$

$$2 \cdot 2,5 \text{ átomos de H} = 5 \text{ átomos de H}$$

La relación entera más sencilla que se establece entre ellos es la siguiente 2:5. Por tanto, la fórmula empírica es C_2H_5 .

- Para determinar la fórmula molecular, debemos conocer la masa molar del compuesto: 58 g/mol. Hallamos la masa molar de la fórmula empírica:

$$\text{masa molar empírica} = 12 \cdot 2 + 1 \cdot 5 = 29 \text{ g/mol}$$

Esta masa no coincide con la molecular. Puesto que los átomos conservan la misma relación en ambas fórmulas, la masa molar real ha de ser un múltiplo entero de la masa molar de la empírica.

$$\frac{\text{masa molar real}}{\text{masa molar empírica}} = \frac{58 \text{ g/mol}}{29 \text{ g/mol}} = 2$$

Por tanto, hay que multiplicar por 2 los subíndices correspondientes a la relación numérica de átomos en la fórmula empírica (C_2H_5). En consecuencia, la fórmula molecular es C_4H_{10} , que corresponde a la del butano.

Actividades de consolidación y síntesis

Sustancias químicas y mezclas

- 1 Indica la diferencia entre sustancia química y mezcla.
- 2 Define elemento químico.
- 3 Al calentar una sustancia de color rojo, se obtienen un gas incoloro y un sólido de color amarillo. ¿Es la sustancia un elemento químico?
- 4 Razona si la siguiente afirmación es verdadera o falsa: «Todas las disoluciones son sistemas homogéneos, pero no todos los sistemas homogéneos son disoluciones».
- 5 De estas transformaciones, señala cuáles son físicas y cuáles químicas:
 - a) Combustión de una cerilla.
 - b) Fermentación del mosto.
 - c) Evaporación del agua.
 - d) Disolución de una sal en agua.
 - e) Fusión del hielo.

Primeras leyes de la química

- 6 Indica la diferencia entre el método experimental seguido por Lavoisier y el empleado por sus predecesores.
- 7 Si 3,2 g de azufre se combinan totalmente con 20 g de mercurio para dar sulfuro de mercurio, ¿podrían combinarse también totalmente 4 g de S con 20 g de Hg para formar el mismo compuesto? ¿Por qué?
- 8 La ley de Proust asegura que «cuando dos elementos se combinan, lo hacen en una proporción fija», mientras que la de las proporciones múltiples de Dalton afirma que «dos elementos pueden combinarse entre sí en más de una proporción». ¿Se contradicen las dos leyes? Razona tu respuesta.
- 9 ¿Cómo se llegó al concepto de átomo?
- 10 ¿Qué dos soluciones aportadas por Avogadro contribuyeron a explicar la ley de los volúmenes de combinación?
- 11 Explica las diferencias entre átomo y molécula.
- 12 La combustión de una hoja de papel es un proceso químico. Diseña un experimento para comprobar que se cumple la ley de conservación de la masa.
- 13 Si calientas lana de hierro, la masa de la lana aumenta. ¿Se cumple la ley de conservación de la masa?
- 14 Se analizan dos muestras con estas composiciones:
Muestra A: 39,563 g de Sn y 5,333 g de O
Muestra B: 29,673 g de Sn y 4,000 g de O
Indica si se trata del mismo o de distintos compuestos.

- 15 Se analizan dos muestras con estas composiciones:
Muestra X: 19,782 g de Sn y 2,667 g de O
Muestra Y: 23,738 g de Sn y 6,400 g de O
Indica si se trata del mismo o de distintos compuestos.
- 16 El estaño puede formar con el oxígeno dos tipos de óxidos: en el óxido A, la proporción en masa entre el estaño y el oxígeno es 7,42:1, y en el óxido B, 3,71:1.
 - a) ¿Se cumple la ley de las proporciones múltiples?
 - b) Si el óxido A se compone de un átomo de Sn y otro de O, indica la composición del óxido B.
- 17 Un átomo de azufre se combina con dos átomos de hidrógeno según una proporción en masa de 16:1. Indica la masa atómica relativa del S con respecto al H.
- 18 Además de la proporción en masa, en la que intervienen varios elementos para formar un compuesto, ¿qué otra combinación se debe conocer para averiguar las masas relativas de los átomos de esos elementos?
- 19 En la actualidad se sabe que el compuesto sulfuro de hidrógeno resulta de la unión de dos átomos de H y de un átomo de S. Con esta información, y considerando que la proporción en masa de H y S para formar sulfuro de hidrógeno es de 1:16, calcula la masa relativa del azufre. **S: 32**
- 20 Un volumen de dinitrógeno (gas) se combina químicamente con tres volúmenes de hidrógeno (gas), para formar dos volúmenes de amoníaco (gas). Si las condiciones de p y T son idénticas para todos ellos, deduce, aplicando las sugerencias de Avogadro, la composición de la molécula de amoníaco.
- 21 ¿Es la relación que se da entre los volúmenes de los gases reaccionantes y los de los gases formados igual a la relación con la que se combinan sus moléculas?
- 22 El dinitrógeno y el oxígeno son gases formados por moléculas diatómicas. Si las posibilidades de combinación de sus volúmenes son 2:1, 1:1 y 1:2:
 - a) Determina los volúmenes del gas formado en cada uno de los casos.
 - b) Establece la fórmula más sencilla de cada uno de los gases formados.
 - c) Escribe las tres combinaciones utilizando la simbología tradicional.
- 23 Se ha comprobado experimentalmente que 4,7 g del elemento A reaccionan por completo con 12,8 g del elemento B para dar 17,5 g de un compuesto. ¿Qué cantidad de compuesto se formará si reaccionan 4,7 g de A con 11,5 g de B? **S: 15,7 g**



24 Si la proporción en masa en la que se combinan carbono y oxígeno para dar monóxido de carbono es 3:4, ¿qué cantidad de oxígeno reaccionará totalmente con 12 g de carbono? ¿Qué ocurrirá si deseamos combinar 12 g de carbono con 17 g de oxígeno?

25 Supongamos que reaccionan dos elementos (X e Y) y que las relaciones de sus masas combinadas son:

Experimento	X	Y
Reacción 1	2,50	1,20
Reacción 2	2,50	0,60
Reacción 3	5,00	2,40
Reacción 4	2,50	0,40

A la vista de estos datos, di si las siguientes afirmaciones son verdaderas:

- Los datos de las reacciones 1 y 3 justifican la ley de Proust.
- Los datos de las reacciones 1, 2 y 4 justifican la ley de las proporciones múltiples.
- Los compuestos formados en las reacciones 1 y 2 son iguales.
- Los compuestos formados en las reacciones 1 y 3 son iguales.

Cantidad de materia

26 ¿Qué queremos decir al afirmar que «la masa atómica del azufre es 32,06»? Indica el número de átomos de azufre que hay en 32,06 g de azufre.

27 ¿Qué se entiende por composición centesimal de un compuesto?

28 ¿Cuál de las siguientes muestras contiene mayor número de átomos a) 10 g de Na; b) 10 g de CO₂; c) 2 mol de NH₃

29 Un átomo de determinado elemento tiene una masa de $3,819 \cdot 10^{-23}$ g. ¿Cuánto vale su masa atómica?

30 Sabiendo que la masa molecular relativa del hidrógeno es 2 y la del oxígeno 32, contesta razonadamente:

- ¿Qué tiene más masa, un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno?
- ¿Dónde hay más moléculas, en un mol de hidrógeno o en un mol de oxígeno?

31 Sabiendo que la densidad del H₂O es 1 g/cm³, indica a cuántos moles equivalen: a) 3,42 g de H₂O; b) 10 cm³ de H₂O; c) $1,82 \cdot 10^{23}$ moléculas de H₂O.

S: a) 0,19 mol; b) 0,56 mol; c) 0,3 mol

32 Calcula las moléculas que hay en una gota de H₂O, sabiendo que 20 gotas equivalen a 1 cm³ y que la densidad del agua es $\rho_{\text{agua}} = 1 \text{ g/cm}^3$. S: $1,67 \cdot 10^{21}$ moléculas

33 En una muestra de fósforo hay 10^{24} átomos. Calcula:

- La cantidad, en mol, de átomos de fósforo que hay en la muestra.
- La cantidad, en mol, de moléculas de fósforo que hay en la muestra (la molécula de fósforo es P₄).

S: a) 1,66 mol; b) 0,415 mol

34 ¿Cuántas moléculas y átomos hay en 10 g de oxígeno?

35 Calcula:

- Los moles de átomos de oxígeno que hay en 200 g de nitrato de bario, Ba(NO₃)₂.
- Los átomos de fósforo que hay en 0,15 mol de pentóxido de difósforo, P₂O₅.
- Los gramos de oxígeno que hay en 0,15 mol de trióxido de difósforo, P₂O₃.
- Los átomos de oxígeno que hay en 5,22 g de nitrato de bario, Ba(NO₃)₂.

S: a) 4,59 mol; b) $1,807 \cdot 10^{23}$ átomos de fósforo;

c) 7,2 g de oxígeno; b) $7,21 \cdot 10^{22}$ átomos de oxígeno

36 El azufre, el oxígeno y el zinc forman el sulfato de zinc en la siguiente relación S:O:Zn; 1:1,99:2,04. Calcula la composición centesimal del sulfato de zinc.

S: 19,9 % de S; 39,6 % de O; 40,5 % de Zn

37 Tenemos 25 kg de un abono nitrogenado de una riqueza en nitrato de potasio, KNO₃, del 60 %. Calcula la cantidad de nitrógeno, en kg, que contiene el abono.

S: 2,1 kg

38 Calcula la composición centesimal del sulfato de aluminio, Al₂(SO₄)₃. S: 15,8 % de Al; 28,1 % de S

Determinación de fórmulas

39 Un óxido de vanadio que pesa 3,53 g se redujo con hidrógeno, y se obtuvo agua y otro óxido de vanadio que pesa 2,909 g. Este segundo óxido se volvió a reducir hasta obtener 1,979 g de metal.

- ¿Cuáles son las fórmulas empíricas de ambos óxidos?
- ¿Cuál es la cantidad total de agua formada en las dos reacciones?

S: b) 1,74 g

40 El análisis de un compuesto de carbono dio los siguientes porcentajes: 30,45 % de C, 3,83 % de H, 45,69 % de Cl y 20,23 % de O. Se sabe que la masa molar del compuesto es 157 g/mol. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?

Química, Tecnología y Sostenibilidad

Las mujeres y la química

A lo largo de la historia, las mujeres han contribuido activamente a los avances científicos, y eso a pesar de las grandes dificultades que han encontrado por motivos de género. Afortunadamente, esto está cambiando, pues, entre otras cosas, el entendimiento no tiene sexo. Conozcamos a algunas de estas mujeres y sus contribuciones a la química:

María la Judía, la primera mujer alquimista. Vivió en Alejandría entre los siglos I y III d.C. Entre sus inventos destaca la técnica de cocción lenta e indirecta denominada, en su honor, «baño María», así como diverso instrumental de laboratorio: el *tribikos* (un alambique de tres brazos); el *kerotakis* (un cilindro donde se dan sublimaciones por reflujo), etc.

María Le Jars de Gournay (1565-1645), la primera feminista de la historia. Recibió numerosas críticas por su afición a la alquimia, pero, lejos de amilanarse, reaccionó con valentía, publicando en 1622 el tratado *Igualdad entre los hombres y las mujeres*.

Marie Meurdrac (¿1610?-1687), autodidacta, fue la primera mujer en escribir una obra de química y farmacia destinada a mujeres, *La química caritativa y fácil, a favor de las damas*.

Marie-Anne Pierrette Paulze (1758-1836), considerada la madre de la química moderna, esposa del químico Antoine L. Lavoisier, con quien colaboró en sus experimentos.

Elizabeth Fullhame (¿?-¿?), conocida por el libro que publicó en 1794, *Ensayo sobre la combustión*, en el que se describe por primera vez el concepto de catálisis.

Marie Curie (1867-1934), la primera mujer en recibir un Premio Nobel (en Física, 1903, por sus trabajos sobre radiación), y la primera persona en obtener dos, ya que en 1911 recibió el de Química por el descubrimiento del polonio y el radio.

Irène Joliot-Curie (1897-1956), hija de la anterior, obtuvo el Nobel de Química (junto a su marido Frédéric Joliot-Curie) por sus investigaciones sobre nuevos elementos radiactivos.

Alice Ball (1892-1916), química afroamericana estadounidense. En 1915 descubrió un tratamiento para aliviar y tratar la lepra. Falleció ese año, debido a la inhalación de gases tóxicos durante sus investigaciones.

Dorothy Crowfoot-Hodgkin (1910-1994), la tercera mujer en obtener un Nobel de Química (1964), por sus descubrimientos sobre la estructura de muchas biomoléculas (penicilina, colesterol, vitamina B12, etc.)

Kamala Sohoni (1912-1998), la primera mujer india en obtener un doctorado en una disciplina científica. Estudió el valor nutricional de los alimentos consumidos por los más pobres, remediando algunas de sus carencias.

Gertrude Belle Elion (1918-1999), farmacóloga y bioquímica estadounidense, recibió el Nobel de Fisiología y Medicina en 1988 por sus descubrimientos sobre el desarrollo y el tratamiento de medicamentos para la leucemia, malaria, etc.

Rosalind Franklin (1920-1958). En 1951, utilizando la técnica de difracción de rayos X, estudió la estructura del ADN. Sus fotografías mostraban una doble hélice. Estas fotos, a través de su compañero Wilkins, llegaron a las manos de Watson y Crick, quienes publicaron en *Nature* la estructura de doble hélice del ADN. Rosalind falleció de cáncer de ovario, posiblemente causado por los rayos X. En 1962 se concedió el Nobel de Medicina a Wilkins, Watson y Crick.

Stephanie Kwolek (1923-1958), pionera en el estudio de los materiales poliméricos. Descubrió el *kevlar*, un material con muchas aplicaciones, entre ellas, la fabricación de chalecos antibalas.



Desarrollo de competencias



Tras leer el texto, contestad a la pregunta y realizad la tarea.

El **objetivo** de la tarea es preparar un **informe** sobre las mujeres que han obtenido un premio Nobel en alguna modalidad científica y qué dificultades consideráis que tienen las mujeres a la hora de ser reconocidas por sus trabajos científicos.

- 1 Averigua el número de hombres y mujeres que han recibido un premio Nobel en una modalidad científica (Física, Química o Medicina-Fisiología) entre 1901 y 2021. ¿Cuáles crees que son las causas de un reparto tan desigual?
- 2 Prepara un informe que contenga:
 - Las dificultades que han tenido y siguen teniendo las mujeres de muchos países para acceder a estudios universitarios y, en particular, científicos.
 - Los obstáculos que han encontrado, una vez realizados dichos estudios, para que su trabajo sea reconocido.

Determinación de la fórmula de una sal hidratada

Algunas sales, al cristalizar, retienen en su estructura cristalina moléculas de agua (llamada agua de hidratación). La diferencia entre la sal anhidra (exenta de agua de hidratación) y la hidratada no estriba solo en la composición química, sino también en su forma cristalina y en su color. Cuando se trabaja con sales hidratadas, es preciso señalar la presencia de agua hidratada tanto en la fórmula como en el nombre.

Un buen método físico para determinar la cantidad de agua que tiene una sal hidratada es la cristalización. Esta técnica se aplicará tantas veces como sea necesario hasta obtener la sal anhidra o totalmente deshidratada.



Figura 1.8. Montaje de la práctica.

Objetivos

- Determinar el agua de cristalización de una sal.

Materiales

- Soporte con aro metálico y nuez.
- Mechero Bunsen.
- Rejilla.
- Cápsula de porcelana.
- Agitador.
- Sulfato de cobre(II) hidratado.

Procedimiento

1. Se realiza el montaje de la figura 1.8.
2. Previamente, en la cápsula de porcelana, se pesa con mucha exactitud una cierta cantidad de sal hidratada, en nuestro caso sulfato de cobre(II) hidratado (es suficiente con 3 o 4 g).
3. A continuación, se calienta la cápsula con la sal hidratada en su interior y se mueve lentamente con un agitador (el calentamiento no ha de ser ni muy fuerte ni muy suave), hasta que se aprecie un cambio de color (figura 1.9).
4. Se deja enfriar la sal y se pesa otra vez. Si el peso ha disminuido se vuelve a calentar, se deja enfriar y se pesa de nuevo.
5. Este proceso se repetirá hasta que el peso deje de disminuir y el color haya cambiado totalmente. Se habrá obtenido así la masa de sulfato de cobre anhidro (CuSO_4).

La masa de agua de hidratación evaporada será: $m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{sal hidratada}) - m(\text{sal anhidra})$

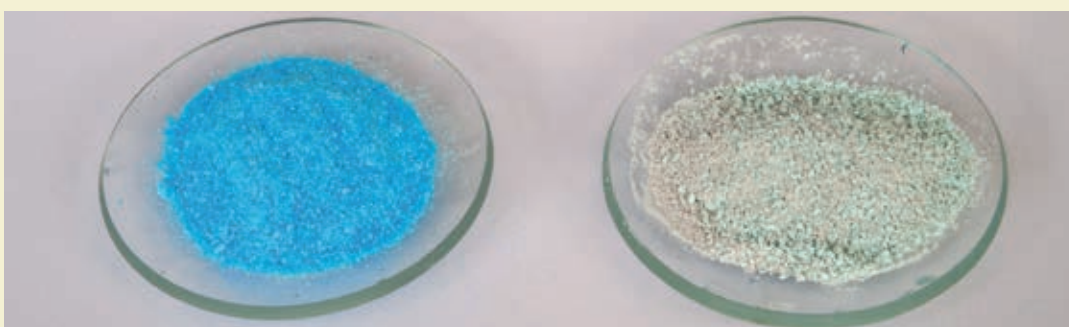


Figura 1.9. A la izquierda, sulfato de cobre(II) hidratado; a la derecha, sulfato de cobre anhidro.

Análisis de los resultados

1. Calcula la fórmula de la sal hidratada y nómbrala.
2. ¿A qué se debe el cambio de color que experimenta la sal cuando se calienta? ¿Por qué llega un momento en que la masa ya no disminuye más?
3. Elabora un informe de la práctica que explique la diferencia entre sales anhidras e hidratadas, si las moléculas de agua son incorporadas o no a la estructura cristalina de la sal hidratada y el método para deshidratarlas.



Leyes ponderales

Las **leyes ponderales** son las leyes generales que rigen las combinaciones químicas:

- **Ley de conservación de la masa.** En toda reacción química se cumple que la masa de los reactivos coincide con la masa de los productos obtenidos.
- **Ley de las proporciones definidas.** Cuando se combinan dos elementos para originar un solo tipo de compuesto, siempre lo hacen en una proporción fija.
- **Ley de las proporciones múltiples.** Cuando se combinan dos elementos para originar varios compuestos se cumple que, mientras la cantidad de un elemento permanece constante, la del otro varía según una relación de números enteros y sencillos.

Teoría atómica de Dalton (1808)

Está basada en los siguientes postulados:

1. Los elementos químicos están formados por partículas pequeñísimas, llamadas **átomos**, que son indivisibles e inalterables.
2. Todos los átomos de un mismo elemento son iguales y, por tanto, tienen la misma masa y propiedades, mientras que los átomos de diferentes elementos tienen distinta masa y propiedades.
3. Los compuestos químicos están formados por la unión de átomos de diferentes elementos, y estos átomos se combinan entre sí en una relación de números enteros sencillos.
4. Los átomos no se crean ni se destruyen en una reacción química, solo se redistribuyen.

Leyes volumétricas

- **Ley de los volúmenes de combinación:** los volúmenes de los gases reaccionantes y los de los gases obtenidos guardan entre sí una relación entera y sencilla.
- **Hipótesis de Avogadro:** volúmenes iguales de gases diferentes, a la misma p y T , contienen el mismo número de partículas.

Las leyes volumétricas justifican el concepto de **molécula**: las partículas fundamentales de algunos gases (nitrógeno, oxígeno, etc.) no son átomos, sino agrupaciones de varios átomos.

Cantidad de sustancia y determinación de fórmulas

- El **mol (unidad de cantidad de sustancia)** es la cantidad de sustancia que contiene exactamente $6,022 \cdot 10^{23}$ entidades elementales (átomos, moléculas, iones, etc.) de dicha sustancia.
- La **masa molar** es la masa, en kg o en g, de un mol de sustancia. Expresada en g/mol, su valor numérico coincide con el de la masa atómica, molecular o iónica, del elemento, molécula o ion, respectivamente.
- La **composición centesimal** es el porcentaje en masa de cada uno de los elementos que integran un compuesto.
- Las **fórmulas** de los compuestos pueden ser **empíricas** y **moleculares**:
 - La fórmula empírica es aquella que indica la relación más sencilla en que están combinados los átomos de cada uno de los elementos (por ejemplo, AB_2).
 - La fórmula molecular es un múltiplo entero de la anterior (por ejemplo, A_2B_4).

GLOSARIO

Elabora un glosario de términos científicos asociados a esta unidad: sustancia química, mezcla, compuesto, elemento, masa atómica, masa molecular, ley científica, teoría científica, átomo, teoría atómica, molécula, teoría atómica-molecular, número de Avogadro. Añade alguno más que consideres necesario.



1 Si en una reacción química ponemos 10 g de reactivos y solo obtenemos 8 g de producto, ¿se cumple la ley de conservación de la masa? ¿Han desaparecido átomos? Explícalo.

2 Enuncia la ley de Proust de las proporciones definidas y la ley de Dalton de las proporciones múltiples, e indica por qué conducen a la idea de discontinuidad de la materia.

3 Un óxido de cobre contiene un porcentaje de cobre del 79,87 % (el resto es oxígeno). Calcula:

- a) La masa de cobre que se combina con 8 g de oxígeno.
- b) La masa de óxido que se obtendrá.

4 El carbonato de cobre(II), que se emplea en la fabricación de pigmentos: pinturas, acuarelas, etc., se extrae de la malaquita, una piedra semipreciosa utilizada como mena en la fabricación del cobre.



Proust demostró que cualquier carbonato de cobre(II) contiene 5,3 partes de cobre, 1 parte de carbono y 4 partes de oxígeno.

Si convencionalmente diéramos al átomo de carbono una masa de 12 (unidades arbitrarias), al de oxígeno le correspondiera una de 16, y al de cobre otra de 63,6, ¿cuántos átomos de cobre y cuántos de oxígeno se unirían a uno de carbono para formar el carbonato de cobre(II)? ¿Tiene esto algo que ver con la fórmula del compuesto?

5 Halla la composición centesimal del carbonato de cobre(II). Utiliza los datos del ejercicio anterior.

6 Enuncia los postulados de la teoría atómica de Dalton.

7 Si la relación en la que se combinan el carbono y el oxígeno para dar dióxido de carbono es 3:8, indica:

- a) La cantidad de dióxido de carbono que se formará cuando pretendamos hacer reaccionar 20 g de carbono con 30 g de oxígeno.
- b) Si se cumple o no la ley de conservación de la masa. Explícalo.
- c) La relación entre ambos elementos cuando se forme monóxido de carbono.
- d) Si se cumple o no la ley de las proporciones múltiples. Explícalo.

8 Si dos volúmenes de dihidrógeno reaccionan con un volumen de oxígeno para dar dos volúmenes de vapor de agua, ¿se cumple la ley de conservación de la masa? ¿No deberían dar tres volúmenes de vapor de agua? Razona la respuesta.

9 Define mol y halla el número de mol que equivale a:

- a) 10 g de oxígeno (O_2).
- b) $8,751 \cdot 10^{24}$ moléculas de dióxido de carbono.

Datos: masas atómicas: $O = 16$; $C = 12$

10 Debido a su alto contenido en nitrógeno, la urea se emplea como fertilizante.



Determina la fórmula empírica y molecular de la urea sabiendo que su masa molecular es 60 y que tiene la siguiente composición centesimal:

- 20,00 % de C
- 26,67 % de O
- 46,66 % de N
- 6,67 % de H

Datos: masas atómicas: $O = 16$; $N = 14$; $H = 1$