

## LEYES Y CONCEPTOS BÁSICOS EN QUÍMICA

- Sustancias, mezclas y combinaciones
- Leyes ponderales de la Química
- Ley de los volúmenes de combinación
- Hipótesis de Avogadro. Concepto de molécula
- Número de Avogadro. Concepto de mol
- Leyes de los gases. Estudio cuantitativo
- Fórmulas empíricas y moleculares

En esta unidad vamos a introducirnos en el apasionante mundo de la Química. Comenzaremos preguntándonos qué es. Difícilmente podremos dar, a riesgo de ser imprecisos, una breve respuesta; pero podemos decir que la Química es la ciencia que estudia la constitución, las propiedades y las transformaciones que sufre la materia. Un cambio químico, por ejemplo, es la oxidación de una barra de hierro a la intemperie, que pasa de ser un metal duro, brillante y tenaz a ser polvo rojo.

Las leyes que estudian las bases de la Química serán objeto de estudio a lo largo de esta unidad.



**Importante**

La Ley de Avogadro solamente es válida para sustancias en estado gaseoso.

## 4 Hipótesis de Avogadro. Concepto de molécula

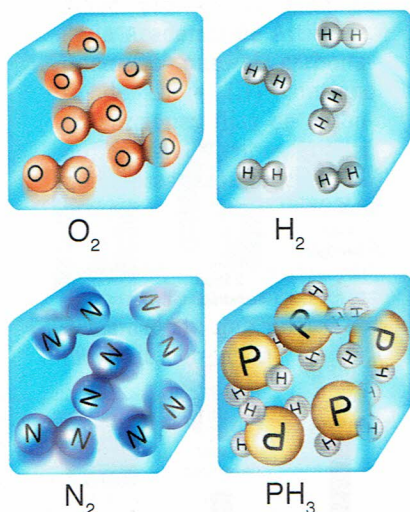
A pesar de su simplicidad, la ley de Gay-Lussac no pudo ser interpretada con la teoría atómica de Dalton, por lo que, lejos de constituir un apoyo a dicha teoría atómica generalmente aceptada por los químicos de la época, supuso un serio revés.

En 1811, **Avogadro** (1776-1856) formuló una hipótesis que permitía explicar la ley de los volúmenes de combinación siempre que se aceptase que las sustancias que reaccionaban no eran átomos, sino agrupaciones de átomos, a las que dio el nombre de **moléculas**.

La hipótesis de Avogadro, hoy convertida en ley al haber sido comprobada experimentalmente, afirma que:



**Volúmenes iguales** de distintos gases contienen el **mismo número de moléculas**, siempre que los volúmenes se hayan medido en las mismas condiciones de presión y temperatura.



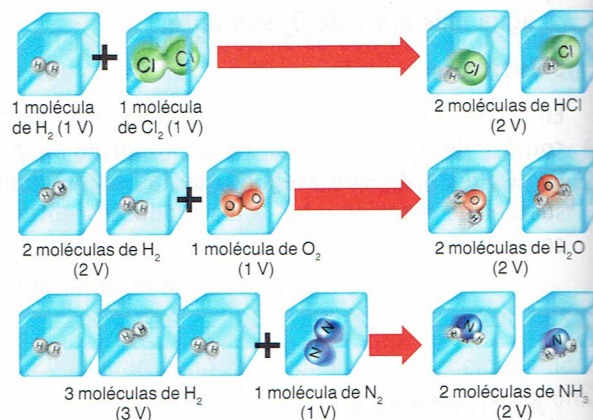
**Fig. 3.7.** Ley de Avogadro. En el mismo volumen existe el mismo número de moléculas, aunque tengamos distintos gases.

En el volumen representado en la Figura 3.7 se observa que:

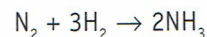
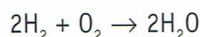
- Existe el mismo número de moléculas, independientemente del gas de que se trate.
- Si tenemos el mismo número de moléculas de distintos gases, todas ocuparán el mismo volumen, siempre y cuando estén medidas en las mismas condiciones.

La hipótesis de Avogadro lleva consigo asociada la idea de que los gases elementales ( $H_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $Cl_2$ , etc.) son moléculas diatómicas y no monoatómicas, como hasta ese momento se había pensado, siguiendo la teoría de Dalton. Esto permitió explicar la ley de los volúmenes de combinación de Gay-Lussac (Fig. 3.8).

Si hacemos reaccionar una molécula de hidrógeno y otra de cloro, considerando que tenemos el mismo volumen ( $V$ ) de  $Cl_2$  y de  $H_2$ , se obtendrán dos volúmenes de cloruro de hidrógeno. Esto, según la hipótesis de Avogadro, implica que tendremos dos moléculas de cloruro de hidrógeno. De la misma manera se razona en el caso de  $O_2$  con  $H_2$  y en el de  $N_2$  con  $H_2$ .



**Fig. 3.8.** Ley de los volúmenes de combinación.



Por tanto, el gran éxito de Avogadro radica en suponer que las moléculas estaban compuestas por átomos iguales y en el descubrimiento de la fórmula de alguna molécula. Este descubrimiento permitía determinar masas atómicas relativas.

La hipótesis de Avogadro no podía explicarse según la teoría atomista de Dalton, como se puede apreciar en la Figura 3.9, ya que dicha teoría daba por hecho que los elementos eran monoatómicos.

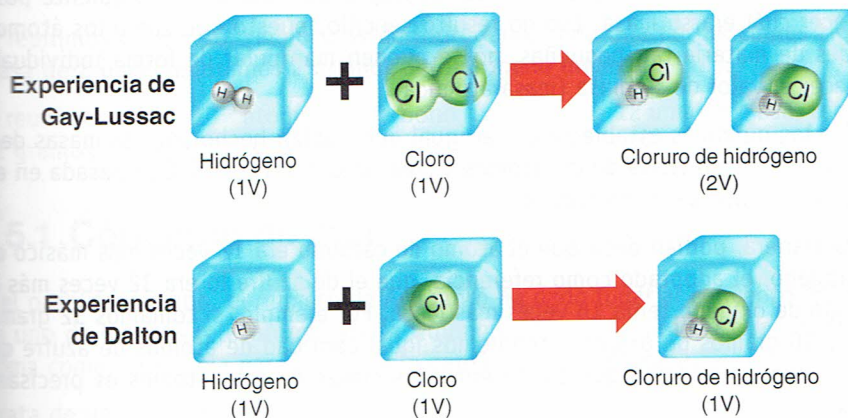


Fig. 3.9. Teoría de Dalton, que no explica los resultados experimentales de Gay-Lussac.

**Ejemplo 4**

Un volumen de gas metano tiene una masa de 12,00 gramos. El mismo volumen de gas cloro en las mismas condiciones de  $p$  y  $T$  anteriores tiene una masa de 53,25 gramos, y el mismo volumen de ozono tiene una masa de 36,00 gramos.

- Compara el número de moléculas de los tres gases.
- ¿Cuál será la relación entre las masas moleculares de los tres gases?

**Solución**

- Como el volumen de los tres gases es el mismo, podemos concluir que existe el mismo número de moléculas en los tres casos.
- El hecho de que exista el mismo número de moléculas no quiere decir que la masa de los tres gases sea la misma, pues cada molécula tiene su propia masa. Por tanto, lo que nos está dando el enunciado es la masa molecular relativa de los tres gases comparados. Es decir:

$$\frac{M \text{ Cl}_2}{M \text{ CH}_4} = \frac{53,25}{12,00} ; \frac{M \text{ Cl}_2}{M \text{ O}_3} = \frac{53,25}{36,00} \quad \frac{M \text{ O}_3}{M \text{ CH}_4} = \frac{36,00}{12,00}$$



**Importante**

La **uma** se define como la cantidad, en gramos, equivalente a la masa de la doceava parte del átomo de carbono 12.

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

La unidad tiene como símbolo  $u$ , aunque también se ha usado el símbolo  $Da$ , en honor a Dalton. También se escribe como **uma**.

Es importante tener en cuenta que en una reacción química el volumen no se conserva, al contrario de lo que ocurre con la masa (Fig. 3.10).

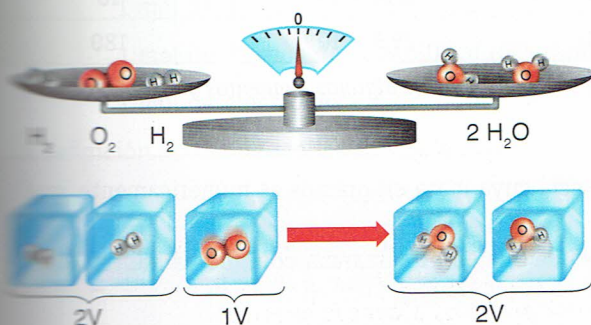


Fig. 3.10. Comprobación experimental de la conservación de la masa, aunque no del volumen, en una reacción química.

**Masa de 1 átomo (uma)**

H	1
C	12
Cl	35,5
N	14
O	16
Cr	52

Tabla. 3.2. Masa atómica de diferentes elementos.



### Más datos

En 1865, el físico alemán J. Loschmidt determinó experimentalmente el **número de Avogadro** ( $N_A$ ), que fue bautizado así en honor de Amedeo Avogadro, que intuuyó la existencia de igual número de partículas en un mol de cualquier sustancia.

## 5 Número de Avogadro. Concepto de mol

Avogadro fue el verdadero precursor del concepto de molécula. El siguiente paso fue establecer cuál era su masa. Eso no resultó sencillo, puesto que como los átomos son unidades de materia tan pequeñas, no se pueden manipular de forma individual para establecer el valor de su masa (masa atómica).

Por ello, los químicos establecieron, al igual que habían hecho con las masas de combinación, la masa relativa de los átomos y crearon una escala relativa basada en el más ligero, que resultó ser el hidrógeno.

De esta manera, podían decir que el átomo de carbono era 12 veces más másico que el de hidrógeno, el adoptado como referencia, que el de azufre lo era 32 veces más o que un átomo de oxígeno tenía 16 veces más masa. Por ejemplo, si tomamos 32 gramos de azufre y 16 gramos de oxígeno, tendremos igual cantidad de átomos de azufre que de oxígeno, pues la relación que existe entre las masas de esos átomos es precisamente 32 : 16.

Si admitimos que la masa de un mol de átomos es el valor en gramos de la masa atómica de un elemento, podemos afirmar que:



**Un mol de átomos** de cualquier sustancia elemental contiene el mismo número de átomos, aunque el valor de su masa en gramos es distinto para los diversos elementos de la tabla periódica.

El número de Avogadro tiene un gran interés para los químicos, ya que la masa de un átomo o molécula expresada en una tiene el mismo valor numérico que la masa correspondiente al  $N_A$  de esos átomos o moléculas expresada en gramos (Tabla 3.3).

Átomos/moléculas	Masa de un átomo/molécula en una	Masa de un átomo/molécula en gramos	Masa de $N_A$ átomos/moléculas en gramos
H	1	$0,16 \cdot 10^{-23}$	1
C	12	$1,99 \cdot 10^{-23}$	12
O	16	$2,66 \cdot 10^{-23}$	16
S	32	$5,32 \cdot 10^{-23}$	32
Ca	40	$6,64 \cdot 10^{-23}$	40
$N_2$	28	$4,65 \cdot 10^{-23}$	28
$H_2O$	18	$2,99 \cdot 10^{-23}$	18
$CH_4$	16	$2,66 \cdot 10^{-23}$	16
$C_6H_{12}O_6$	180	$29,9 \cdot 10^{-23}$	180

Tabla 3.3. Relaciones de masa y número de átomos de algunos elementos y moléculas.



El **mol** es la cantidad de sustancia cuya masa en gramos es numéricamente igual a la masa molecular.

En un mismo número de moles de cualquier sustancia compuesta habrá el mismo número de moléculas.

Por ejemplo:

- Si reunimos  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de hidrógeno, con una masa de 1 uma por átomo, tendremos 1 gramo de hidrógeno.
- Si reunimos  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de hidrógeno, cada una de las cuales tiene una masa de 2 uma, tendremos 2 gramos de hidrógeno molecular ( $H_2$ ).
- Si reunimos  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de carbono, cada uno de 12 uma de masa, tendremos 12 gramos de carbono, etcétera.

## 5.1 Concepto de mol

Con el paso del tiempo, el número de Avogadro ha dado lugar al concepto de mol, sin duda uno de los más relevantes para la Química, pues es la unidad que normalmente se toma como referencia para expresar la **cantidad de sustancia**.

Se trata de un concepto que:

- Por una parte, tiene una magnitud numérica del tipo de la docena, pero mucho más grande. De hecho, si una docena son 12 entidades iguales, un mol son  $6,02 \cdot 10^{23}$  entidades iguales.
- Por otra, tiene una magnitud másica, ya que un mol de cualquier sustancia indica los gramos que hay de esa sustancia (Fig. 3.11).

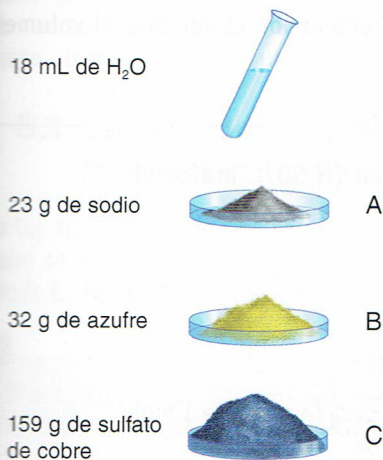


Fig. 3.11. Un mol de diferentes sustancias.

De esta manera, podemos decir que:

- 1 mol de átomos de O =  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de O
- 1 mol de moléculas de agua =  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de agua
- 1 mol de granos de arroz =  $6,02 \cdot 10^{23}$  granos de arroz
- 1 mol de átomos de Fe =  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de Fe
- 1 mol de electrones =  $6,02 \cdot 10^{23}$  electrones

La definición actual de mol es la siguiente:

**Mol** es la cantidad de sustancia que contiene el mismo número de entidades elementales que hay en 0,012 kg de carbono 12.



### En Internet

En la siguiente dirección <http://www.youtube.com/watch=nzpMgNcDlJM&feature=related> aparece un video explicativo muy sencillo sobre la hipótesis de Avogadro y el concepto de mol.



### Más datos

- 1 molécula de  $H_2O$  tiene una masa de 18 uma.
- 1 mol de moléculas de  $H_2O = 18$  g.
- 1 átomo de Fe tiene una masa de 56 uma.
- 1 mol de átomos de Fe = 56 g.
- 1 molécula de  $O_2$  tiene una masa de 32 uma.
- 1 mol de moléculas de  $O_2 = 32$  g.

La **masa de un mol** se denomina **masa molar**.

## 5.2 Masa de un mol

Es evidente que no tiene la misma masa una docena de uvas que una docena de naranjas. En ambos casos se trata de una docena, pero sus masas son distintas, al ser distinta la masa de una naranja que la de una uva.

De forma análoga, la masa de un mol de sustancia será distinta dependiendo de la masa de la misma (átomos o moléculas que la constituyen). No tiene la misma masa un mol de átomos de helio, cada uno de los cuales tiene una masa de 4 uma, que un mol de átomos de plomo, cuya masa por unidad es de 207 uma. Así:

Masa de 1 mol de He = masa de 1 átomo de He  $\cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 4 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$  uma

Masa de 1 mol de Pb = masa de 1 átomo de Pb  $\cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 207 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$  uma

Gracias a la equivalencia entre uma y gramos, se puede conocer sin dificultad la masa en gramos de 1 mol de cualquier sustancia.

$$\text{Masa 1 mol de He} = 4 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ uma} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ uma}} = 4 \text{ g}$$

$$\text{Masa 1 mol de Pb} = 207 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ uma} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ uma}} = 207 \text{ g}$$

Los químicos utilizan la palabra mol para referirse indistintamente al número de entidades y a la masa de un mol. Así, aun siendo incorrecto, se dice «1 mol de helio son 4 g de He». Lo correcto sería decir que la masa de 1 mol de helio equivale a 4 g de He. Hay que poner especial cuidado en distinguir entre el mol y la masa de un mol, al menos hasta que se llega a ser lo suficientemente experto como para usar uno u otro sentido sin dificultad. Más adelante se introducirá otro concepto relacionado con el del mol: el volumen de un mol de gas.

### Ejemplo 5

Si sabemos que 98 uma es la masa atómica de una molécula de ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ), indica el número de moles que hay en:

- 49 gramos de  $H_2SO_4$ .
- 250 uma de  $H_2SO_4$ .
- $20 \cdot 10^{20}$  moléculas de  $H_2SO_4$ .

#### Solución

- a) Si 98 uma es la masa de una molécula de  $H_2SO_4$ , por lo que acabamos de ver 98 g será la masa de 1 mol de  $H_2SO_4$ , y por tanto:

$$49 \text{ g } H_2SO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de } H_2SO_4}{98 \text{ g de } H_2SO_4} = 0,5 \text{ moles de } H_2SO_4$$

- b) 250 uma tienen una masa de:  $250 \text{ uma} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ uma}} = 4,15 \cdot 10^{-22} \text{ g}$ ,

por lo que el número de moles es:  $4,15 \cdot 10^{-22} \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol de } H_2SO_4}{98 \text{ g}} = 4,23 \cdot 10^{-24} \text{ moles de } H_2SO_4$ .

- c)  $20 \cdot 10^{20}$  moléculas  $H_2SO_4 \cdot \frac{98 \text{ uma}}{1 \text{ molécula } H_2SO_4} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ uma}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{98 \text{ g}} = 0,0033 \text{ moles}$

o también:  $20 \cdot 10^{20} \text{ moléculas} \cdot \frac{1,627 \cdot 10^{-23}}{\text{molécula}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{98 \text{ g}} = 0,0033 \text{ moles, ya que:}$

$$1 \text{ molécula} \cdot \frac{98 \text{ g}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 1,627 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$



## Actividades

4> Sabemos que 40 uma es la masa del átomo de calcio. Calcula:

- a) La masa en gramos de 1 átomo de Ca.  
 b) ¿Cuál de las siguientes cantidades tienen mayor número de átomos?  
 40 g de Ca; 0,20 moles de Ca;  $5 \cdot 10^{23}$  átomos de Ca.

S: a)  $m = 6,6 \cdot 10^{-23}$  g.

5> Si tenemos en cuenta que 56 uma es la masa del átomo de hierro, calcula:

- a) La masa atómica en gramos de 1 átomo de Fe.  
 b) ¿Cuál de las siguientes cantidades tiene mayor número de átomos de Fe: 56 g, 0,20 moles o  $5 \cdot 10^{23}$  átomos.

S: a)  $m = 9 \cdot 10^{-23}$  g.

## 6 Leyes de los gases. Estudio cuantitativo

Hasta ahora nos hemos dedicado al estudio de las leyes ponderales y a la ley de los volúmenes de combinación. Si queremos estudiar las sustancias gaseosas, es importante conocer también cuáles son las leyes que regulan su comportamiento físico y cuáles son las relaciones matemáticas que se dan entre sus propiedades físicas.

Las leyes más importantes que estudian el comportamiento de los gases están relacionadas con la presión, el volumen y la temperatura, ya que las características de un determinado gas variarán al cambiar las condiciones de presión y temperatura. Esto no sucede con los sólidos ni con los líquidos, debido principalmente a su incompresibilidad. En esta última parte de la unidad estudiaremos, pues, el comportamiento de los gases.



### Importante

Las leyes básicas de los gases son:

- Ley de Boyle y Mariotte.
- Ley de Gay-Lussac.
- Ley de Avogadro.
- Ley de Dalton.
- Ecuación de Clapeyron.

### 6.1 Ley de Boyle y Mariotte. Transformaciones a temperaturas constantes

Esta ley fue establecida de forma independiente en el año 1662 (más de un siglo antes de que se enunciaran las leyes ponderales) por el inglés **R. Boyle** (1627-1691) y por el francés **E. Mariotte** (1620-1684), y afirma que:

Manteniendo la **temperatura constante**, el producto de la presión por el volumen de una cierta masa de gas es constante.

$$p V = \text{cte}$$

De manera que si una determinada masa de gas existe en diferentes condiciones, representadas por (1), (2) y (3), y en todas ellas la temperatura permanece constante, se ha de verificar:

$$p_1 V_1 = p_2 V_2 = p_3 V_3$$

Este ejemplo de condiciones diferentes se comprueba también en la Tabla 3.4, donde se han elegido cuatro situaciones arbitrarias de  $p$  y  $V$ .

$p$ (mm Hg)	$V$ (cm <sup>3</sup> )	$p V$	$1/V$
150	210	31500	$4 \cdot 10^{-3}$
350	105	31500	$10 \cdot 10^{-3}$
450	70	31500	$20 \cdot 10^{-3}$
630	50	31500	$26 \cdot 10^{-3}$

Tabla 3.4. Datos experimentales de Boyle.



En todos los casos se puede comprobar que el producto de la presión por el volumen es constante (Tabla 3.5 y Figura 3.12).

Experiencia	$p$ (atm)	$V$ (L)	$pV$ (atm L)
1	1,00	0,100	0,100
2	1,26	0,079	0,099
3	0,74	0,135	0,100

Tabla 3.5. Experiencia a temperatura constante sobre una masa de gas.

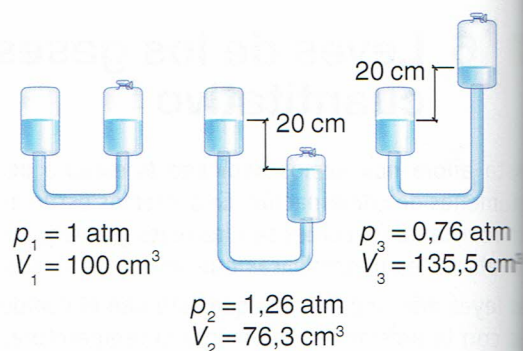


Fig. 3.12. Estudio experimental de la Ley de Boyle y Mariotte.

### Ejemplo 6

Un gas ocupa un volumen dentro de un recipiente extensible de 2 L cuando está sometido a una presión de 4 atm. Si la presión disminuye a  $1/3$  de su valor, ¿cuál será el volumen que ocupará dicho gas?

#### Solución

Aplicando la ecuación a  $T = \text{constante}$  de Boyle y Mariotte, tendremos:

$$p_1 V_1 = p_2 V_2; \quad 4 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L} = 4/3 \text{ atm} \cdot V_2, \text{ de donde } V_2 = 6 \text{ L}$$

### Actividades

6> Copia en tu cuaderno y completa el siguiente cuadro suponiendo que la temperatura es constante:

Experiencia	$p$ (atm)	$V$ (L)	$pV$ (atm L)
1	3		
2	1		
3		2	12

¿En qué relación varía el volumen con la presión?

7> Construye las siguientes representaciones gráficas de la Tabla 3.3:

- a)  $p$  (ordenadas) y  $V$  (abscisas).      b)  $p$  (ordenadas) y  $1/V$  (abscisas).  
 c)  $pV$  (ordenadas) y  $V$  (abscisas).      d)  $pV$  (ordenadas) y  $p$  (abscisas).  
 ¿Qué conclusiones obtienes?



## 6.2 Ley de Charles. Transformaciones a presión constante

En 1798, Jacques Charles (1746-1823) enuncia su ley:

A **presión constante**, el volumen varía en relación directa a la temperatura, expresada en kelvin.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

### Ejemplo 7

Un gas en un recipiente extensible ocupa un volumen de 3 L cuando está sometido a una presión constante de 4 atm y a una temperatura de 200 °C. Si esta disminuye a 100 °C, ¿qué volumen ocupará dicho gas?

**Solución**

Aplicando la ecuación a  $p$  constante que acabamos de estudiar, tendremos:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \frac{3 \text{ L}}{473 \text{ K}} = \frac{V_2}{373 \text{ K}}, \quad \text{de donde } V_2 = 2,4 \text{ L}$$

## 6.3 Ley de Gay-Lussac. Transformaciones a volumen constante

En 1802, Gay-Lussac enunció su ley:

A **volumen constante**, la presión varía en relación directa a la temperatura, expresada en kelvin.

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

En la Figura 3.13 observamos que, efectivamente, si el volumen de gas permanece constante, a mayor temperatura aumenta la presión.

### Ejemplo 8

Un gas ocupa, dentro de un matraz de vidrio, un volumen de 2 L cuando la presión es 1,5 atm y la temperatura 200 °C. Si esta disminuye a 100 °C, ¿cuál será la presión que ejercerá dicho gas?

**Solución**

Aplicando la ecuación a  $V$  constante que acabamos de estudiar, tendremos:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}, \quad \frac{1,5 \text{ atm}}{473 \text{ K}} = \frac{p_2}{373 \text{ K}}, \quad \text{de donde } p_2 = 1,2 \text{ atm}$$

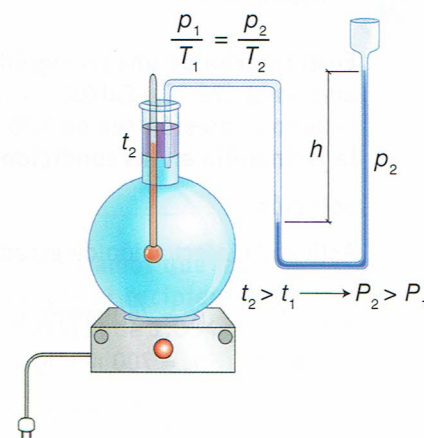
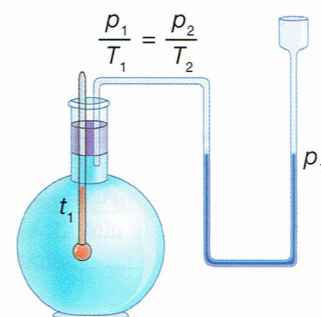


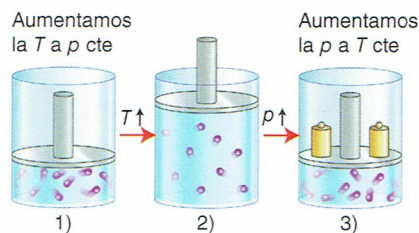
Fig. 3.13. Estudio experimental de Gay-Lussac.



### Importante

La temperatura absoluta (en K) se obtiene sumando 273 a la temperatura centígrada (°C).

$$T = t + 273$$



- 1) Estado inicial ( $p_1, V_1, T_1$ )  
 2) Estado intermedio ( $p_1, V', T_2$ )  
 3) Estado final ( $p_2, V_2, T_2$ )

Fig. 3.14. Experiencia de Gay-Lussac.



#### Más datos

La constante  $R$  puede expresarse en diversas unidades:

$$R = 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}}$$

$$R = 8,31 \frac{\text{J}}{\text{mol K}}$$

$$R = 1,98 \frac{\text{cal}}{\text{mol K}}$$

## 6.4 Ecuación de Clapeyron



Las tres leyes estudiadas se pueden globalizar en una sola ecuación, conocida como ecuación de estado de los gases.

$$\frac{pV}{T} = \text{constante} \quad \frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

Fue precisamente Gay-Lussac quien unificó las tres leyes al realizar el experimento de la Figura 3.14.

Esta ecuación de estado de los gases ideales nos indica que el término  $\frac{pV}{T} = \text{constante}$

Se observa que para un mol de cualquier gas la constante a  $p = 1 \text{ atm}$  y  $273 \text{ K}$  es  $0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}}$ , ya que un mol de cualquier gas en esas condiciones ocupa un volumen

$$\text{de } 22,4 \text{ L}; \text{ así pues: } \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ L mol}^{-1}}{273 \text{ K}} = 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}}$$

A esta constante la llamaremos  $R$  o constante de los gases ideales. Utilizando la ecuación de estado de los gases para 1 mol de sustancia quedará:

$$\frac{pV}{T} = R \rightarrow pV = RT$$

Y para  $n$  moles nos quedará esta ecuación,  $pV = nRT$

Esta ecuación se conoce como ecuación de Clapeyron o ecuación de los gases ideales.



#### Ejemplo 9

En el interior de una jeringuilla tienes  $15 \text{ cm}^3$  de aire a presión atmosférica ( $1 \text{ atm}$ ) y a temperatura ambiente ( $22 \text{ }^\circ\text{C}$ ). Calcula el volumen que ocupará dicha masa de aire en el interior de la jeringuilla cuando la presión sea de  $700 \text{ mmHg}$  y la temperatura de  $5 \text{ }^\circ\text{C}$ . ¿Cuántos moles de aire tenías en la jeringuilla en las condiciones iniciales? ¿Variará el número de moles al cambiar las condiciones?

#### Solución

Aplicando la ecuación de estado de los gases, tenemos:  $\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$

Estado 1:  $p_1 = 760 \text{ mmHg}$  o  $1,0 \text{ atm}$        $V_1 = 15,0 \text{ cm}^3$        $T_1 = 295 \text{ K}$

Estado 2:  $p_2 = 700 \text{ mmHg}$        $T_2 = 278 \text{ K}$        $V_2 = ?$

$$\frac{760 \text{ mmHg} \cdot 15,0 \text{ cm}^3}{295 \text{ K}} = \frac{700 \text{ mmHg} \cdot V_2}{278 \text{ K}} \quad \text{de donde } V_2 = 15,3 \text{ cm}^3$$

Para calcular el número de moles de aire iniciales que teníamos aplicamos la ecuación de Clapeyron:

$$pV = nRT; \text{ de donde: } n = \frac{pV}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 0,0150 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 295 \text{ K}} = 6,2 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$$

Evidentemente, el número de moles no varía, pues la masa no depende de la presión, la temperatura o el volumen, ya que el número de moléculas de aire no cambia. Para comprobarlo aplicaríamos de nuevo la ecuación anterior:

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{700 / 760 \text{ atm} \cdot 0,0153 \text{ L}}{0,082 \text{ atm L / K mol} \cdot 278 \text{ K}} = 6,2 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$$



## Actividades

8> Copia en tu cuaderno y completa la tabla, considerando que la presión es constante:

Experiencia	V (L)	T (K)
1	10	288
2		317
3	12	
4		374

9> Representa en ordenadas el volumen y en abscisas la temperatura. ¿Qué conclusión obtienes?

10> Demuestra la ecuación de estado de los gases a partir de la Figura 3.14.

11> Copia en tu cuaderno y completa la siguiente tabla:

Experiencia	p (mmHg)	V (L)	T (K)
1	760	10	273
2		40	300
3	400		323

## 6.5 Volumen de un mol o volumen molar

Como se ha visto anteriormente, Avogadro estableció, por una parte, que igual número de moléculas ocupan el mismo volumen siempre que las condiciones de presión y temperatura sean idénticas para todos los gases. Por otra parte, aseguró que en un mol de cualquier sustancia —sólida, líquida o gaseosa— existe siempre el mismo número de moléculas. Uniendo estos dos postulados, llegamos a la conclusión:

Un mol de cualquier gas ocupará siempre el mismo volumen, sea cual sea el gas, si las condiciones de presión y temperatura son las mismas.

Experimentalmente, se ha comprobado que el volumen de un mol de cualquier gas medido en condiciones normales —presión de 1 atmósfera y temperatura de 273 K— es siempre de 22,4 litros.



### Importante

#### Condiciones normales (c.n.):

$$p = 1 \text{ atm y } T = 273 \text{ K}$$

En esas condiciones, el volumen de un mol de un gas es 22,4 L, llamado volumen molar.

### Ejemplo 10

Vamos a calcular la masa de la molécula de nitrógeno a partir de su densidad. Supongamos que las condiciones del laboratorio son: 720 mmHg y 25 °C. En esas condiciones llenamos el recipiente de 1 L exacto de capacidad con gas nitrógeno. Después de pesarlo obtenemos una masa de 1,084 g. Calcula con estos datos la masa molecular del N<sub>2</sub>. Dato: 1 atm = 760 mmHg.

#### Solución

La densidad del N<sub>2</sub> en las condiciones señaladas es de 1,084 g/L.

Primero calculamos el volumen que ocupa ese gas en condiciones normales, aplicando la ecuación de estado de los gases:

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_0 V_0}{T_0} \quad \frac{720 \text{ mmHg} \cdot 1 \text{ L}}{298 \text{ K}} = \frac{760 \text{ mmHg} \cdot V_0}{273 \text{ K}} \quad V_0 = 0,867 \text{ litros}$$

El gas nitrógeno, con una masa de 1,084 gramos, ocuparía 0,867 litros si se encontrara en condiciones normales. Como la masa es independiente de las condiciones, y por tanto invariable, tenemos:

$$d_0 = \frac{m}{V_0} = \frac{1,084 \text{ g}}{0,867 \text{ L}} = 1,250 \frac{\text{g}}{\text{L}} \quad \text{en condiciones normales (c.n.)}$$

**Ejemplo 10 (continuación)**

Conocida ya la densidad (en c.n.), el problema se reduce a una simple operación con factores de conversión. Como un mol de cualquier gas en condiciones normales ocupa un volumen de 22,4 litros, nos basta con calcular la masa de 22,4 litros para obtener la masa molecular del gas.

$$\frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{1,25 \text{ g}}{1 \text{ L}} = 28,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}, \text{ que será la masa de un mol; luego la masa molecular será } 28 \text{ uma.}$$

Se podría haber utilizado directamente la ecuación:  $p M = d R T$ .

Donde  $M$  = masa molecular y  $d$  = densidad, y sustituyendo nos queda:

$$M = \frac{d R T}{p} = \frac{1,084 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 298 \text{ K}}{720 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}}} = 28,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Obtenemos el mismo resultado que antes.

Así, para hallar la masa molecular de cualquier gas, basta con calcular su densidad en condiciones normales expresada en g/L y multiplicarla por 22,4.

$$M = 22,4 d_0$$

Así se obtiene la masa molar en primer lugar y la masa molecular a continuación.

Si conocemos la densidad en otras condiciones, tampoco existirá mayor problema. Bastará con pasarla a condiciones normales, como hemos hecho en el ejemplo anterior.

**Actividades**

- 12> Sabiendo que un gas a 1,5 atm y 290 K tiene una densidad de 1,178 g/L, calcula su masa molecular.
- 13> Calcula la densidad del metano ( $\text{CH}_4$ ) a 700 mmHg y 75 °C.
- 14> Calcula la masa en gramos de un mol de  $\text{SO}_2$  sabiendo que exactamente 5  $\text{cm}^3$  de dicho gas tienen una masa de 0,01428 g.
- 15> Calcula el número de moléculas de  $\text{CO}_2$  que habrá en 10 L del mismo gas medidos en condiciones normales.
- 16> La masa de 1,20 mg de una sustancia gaseosa pura equivale a 1,2 · 10<sup>23</sup> moléculas. Calcula la masa en gramos de 1 mol de dicha sustancia.

**Importante**

La **presión parcial** de un gas dentro de un recipiente de volumen  $V$  se define como la presión que ejercería dicho gas si estuviera él solo en el recipiente a una temperatura determinada.

**Órdenes de magnitud**

Las equivalencias más usadas en las unidades de presión son:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 101\,300 \text{ Pa}$$

**6.6 Ley de las presiones parciales**

Dalton comprobó experimentalmente que si en un recipiente hay varios gases que no reaccionen entre sí, cada gas ejerce una presión igual a la que ejercería si ocupase él solo el mismo volumen a la misma temperatura, siendo la presión total de la mezcla el resultado de la suma de las presiones parciales de todos los gases que la componen.

Así, si disponemos de un recipiente que tiene un volumen  $V$  con tres gases en su interior, A, B y C ( $n_A$  moles de A,  $n_B$  moles de B y  $n_C$  moles de C), la presión total se puede calcular a partir de la suma de las presiones parciales de cada gas según:

$$p_A = \frac{n_A R T}{V}; \quad p_B = \frac{n_B R T}{V}; \quad p_C = \frac{n_C R T}{V}$$

$$p_T = p_A + p_B + p_C$$

$$p_T = \frac{(n_A + n_B + n_C) R T}{V} = (n_A + n_B + n_C) \frac{R T}{V}$$

$$p_T = \frac{n_T R T}{V}, \text{ siendo } n_T = n_A + n_B + n_C$$

Bastaría con sumar los moles de cada gas y aplicar directamente la ecuación de Clapeyron para conocer la presión total en el interior del recipiente.

Por otra parte, si dividimos miembro a miembro cualquiera de las presiones parciales por la expresión de la presión total, obtenemos:

$$\frac{p_A}{p_T} = \frac{n_A}{n_T}$$

O de forma general:  $\frac{p_i}{p_T} = \frac{n_i}{n_T} \quad p_i = \frac{n_i}{n_T} p_T = \chi_i p_T$

siendo  $\chi_i$  la fracción molar del gas  $i$  en la mezcla de gases.

A su vez, de acuerdo con la teoría de Avogadro, la relación entre el número de moles de un gas en la mezcla y el número de moles totales es la misma que la que hay entre el volumen del gas y el volumen de la mezcla si ambos —gas y mezcla— estuviesen en las mismas condiciones de presión y temperatura.

### + Más datos

En una mezcla gaseosa, cada uno de los gases presentes actúa de forma independiente, siendo la presión total de la mezcla el resultado de la suma de las presiones parciales de sus componentes.

$$p_T = \sum_i^n p_i$$

### + Más datos

La presión parcial de un gas tiene la siguiente expresión:

$$P_i = \chi_i p_t$$

### Ejemplo 11

En un recipiente de 10,0 litros de capacidad introducimos 1,80 gramos de  $\text{H}_2\text{O}$  y 32,0 gramos de metano ( $\text{CH}_4$ ). Elevamos posteriormente la temperatura hasta 150 °C para tener la seguridad de que ambos compuestos pasarán a la fase gaseosa. Calcula la presión total en el interior del recipiente.

#### Solución

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 1,80 \text{ g}/180 \text{ g/mol} = 0,100 \text{ mol}; \quad n_{\text{CH}_4} = 32,0 \text{ g}/16,0 \text{ g/mol} = 2,00 \text{ mol}$$

$$p_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}} R T}{V} = \frac{0,100 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot (273 + 150) \text{ K}}{10,0 \text{ L}} = 0,34 \text{ atm}$$

$$p_{\text{CH}_4} = \frac{n_{\text{CH}_4} R T}{V} = \frac{2,00 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot (273 + 150) \text{ K}}{10,0 \text{ L}} = 6,93 \text{ atm}$$

$$\left. \begin{array}{l} p_T = p_{\text{agua}} + p_{\text{metano}} \\ p_T = 7,27 \text{ atm} \end{array} \right\}$$

Hemos podido resolver el problema en un solo paso haciendo uso de la ley de Dalton, teniendo en cuenta el número de moles totales; es decir:

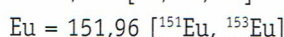
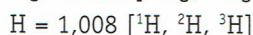
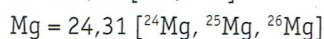
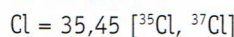
$$p_T = \frac{2,100 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot (273 + 150) \text{ K}}{10,0 \text{ L}} = 7,28 \text{ atm}$$

### Actividades

17> Se introducen, en un recipiente de 5,0 L, 10 gramos de alcohol etílico ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) y 10 gramos de acetona ( $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ ) y posteriormente se calienta el reactor a 200 °C, con lo cual ambos líquidos pasan a la fase gaseosa. Calcula la presión en el interior del reactor, suponiendo comportamiento ideal, y la presión parcial de cada componente.

**Importante**

En realidad, la masa atómica de un elemento químico es la masa atómica media de sus diferentes isótopos. Por esa razón, la masa atómica no es un número exacto. Ejemplos de ello son:

**Física y química cotidianas**

Para analizar una fórmula, sirva este ejemplo:



Cantidad en la que participan:

S = 1 átomo.

H = 2 átomos.

O = 4 átomos.

Fórmula empírica	Fórmula molecular
CH <sub>4</sub>	CH <sub>4</sub>
NH <sub>3</sub>	NH <sub>3</sub>
H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> O
(CH <sub>3</sub> ) <sub>n</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>
(CH) <sub>n</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>

Tabla 3.6. Fórmulas empírica y molecular.

**Importante**

En algunos casos las fórmulas empírica y molecular coinciden. Ejemplos de ello pueden ser el metano (CH<sub>4</sub>), el amoníaco (NH<sub>3</sub>), el agua (H<sub>2</sub>O), etc. En otros casos, en cambio, como el etano (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>), el agua oxigenada (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>), etc., estas dos fórmulas no son coincidentes.

**7 Fórmulas empíricas y moleculares**

Al igual que hablábamos de masas atómicas en el caso de los átomos, si trabajamos con moléculas hablaremos de masas moleculares. Así, por ejemplo, en el caso de la molécula de agua (H<sub>2</sub>O), diremos que su masa molecular es 18 porque está formada por 2 átomos de H y 1 de O, que tienen asignadas, a partir de la unidad de referencia, los valores:

$$\text{O} = 16 \text{ uma; H} = 1 \text{ uma; } M_{\text{H}_2\text{O}} = (16 \cdot 1) + (1 \cdot 2) = 18 \text{ uma}$$

La molécula de agua tiene, por tanto, 18 veces más masa que la unidad tomada como referencia. Asimismo, la molécula de ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) será 98 veces más masiva que la unidad tomada como referencia, ya que:

$$\text{S} = 32 \text{ uma; O} = 16 \text{ uma; H} = 1 \text{ uma} \rightarrow (1 \cdot 2) + (1 \cdot 32) + (4 \cdot 16) = 98 \text{ uma}$$

Las moléculas también pueden ser homoatómicas si están formadas por los mismos átomos, como, por ejemplo, las de cloro (Cl<sub>2</sub>), nitrógeno (N<sub>2</sub>), oxígeno (O<sub>2</sub>), etc. En este caso también hablaremos de masas moleculares.

La **fórmula** de los compuestos o moléculas poliatómicas es la representación simbólica más sencilla de los mismos. Expresa, por una parte, los átomos que forman dicho compuesto y, por otra, la cantidad en la que estos intervienen.

Así, cuando representemos la molécula de ácido sulfúrico, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, diremos que dicho compuesto está formado por átomos de H, S y O. Pero además se puede decir en qué cantidad participa cada uno de ellos en la molécula (Tabla 3.6).

- **Fórmula empírica:** indica la proporción en que se encuentran los átomos. Para determinar esta fórmula es necesario obtener, por diferentes análisis, los elementos que forman y su composición en masa.
- **Fórmula molecular:** indica el número exacto de átomos que intervienen en el compuesto. Para determinarla necesitamos conocer la masa molecular. La fórmula molecular será un múltiplo entero de la fórmula empírica.

**Ejemplo 12**

Tenemos 5 g de un compuesto orgánico cuya masa molecular es 74 uma. Analizada su composición, obtenemos 2,43 g de C, 2,16 g de O y 0,41 g de H. Calcula la fórmula empírica y la fórmula molecular.

**Solución**

a) Calculamos los moles de cada átomo que existen en el compuesto:

$$\text{C}_{2,43 \text{ g} \cdot 1 \text{ mol}/12 \text{ g}} \text{H}_{0,41 \text{ g} \cdot 1 \text{ mol}/1 \text{ g}} \text{O}_{2,16 \text{ g} \cdot 1 \text{ mol}/16 \text{ g}}$$

Esto nos daría la siguiente fórmula: C<sub>0,20</sub>H<sub>0,41</sub>O<sub>0,14</sub>

Las fórmulas no se expresan con fracciones de átomos. Para evitarlo dividimos todos por el menor: C: 0,20/0,14 = 1,4; H: 0,41/0,14 = 2,9; O: 0,14/0,14 = 1.

A continuación, multiplicamos todos por 2, y nos queda C<sub>3</sub>H<sub>6</sub>O<sub>2</sub>.

b) La masa de la fórmula empírica es (12 · 3) + (6 · 1) + (16 · 2) = 74. Como la fórmula molecular es un múltiplo entero de la fórmula empírica, esta será: (C<sub>3</sub>H<sub>6</sub>O<sub>2</sub>)<sub>n</sub> = 74 ⇒ n · 74 = 74 ⇒ n = 1; C<sub>3</sub>H<sub>6</sub>O<sub>2</sub> es la fórmula molecular que coincide en este caso con la empírica.

### A. Composición centesimal

También se puede proceder a la inversa: una vez conocida la fórmula de un compuesto, es decir, qué átomos y en qué cantidad lo componen, si nos interesa, podremos determinar fácilmente la composición centesimal del compuesto y, por tanto, la cantidad de cualquiera de sus elementos.

Vamos a estudiar este caso mediante un ejercicio de aplicación.

#### Ejemplo 13

Calcula la composición centesimal del sulfato de aluminio.

#### Solución

En primer lugar, hemos de escribir la fórmula del compuesto:  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .

En segundo lugar, hemos de mirar en la tabla periódica el valor de las masas atómicas de cada uno de los átomos que participan en el compuesto:

$$\text{Al} = 27 \quad \text{S} = 32 \quad \text{O} = 16$$

En tercer lugar, calculamos la masa molecular del compuesto:

$$M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 27 \cdot 2 + (32 + 16 \cdot 4) \cdot 3 = 342$$

Finalmente, ya estamos en disposición de calcular su composición centesimal teniendo en cuenta la participación de cada átomo en el compuesto. Para ello utilizaremos factores de conversión:

$$2 \text{ moles de átomos Al} \cdot \frac{27 \text{ g Al}}{1 \text{ mol de átomos de Al}} \cdot \frac{100\%}{342 \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 0,158 \cdot \frac{\text{Al}}{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot 100\% = 15,8\% \frac{\text{Al}}{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}$$

El mismo resultado obtendríamos utilizando reglas de tres, pero debemos acostumbrarnos a utilizar los factores de conversión, por la gran utilidad que tienen en Química.

$$\text{Al: } \frac{342 \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3}{54 \text{ g Al}} = \frac{100}{x}, \text{ de donde } x = 15,8\%$$

Ahora calcularemos el porcentaje de azufre y oxígeno, que son los otros componentes del compuesto:

$$\text{S: } \frac{32 \cdot 3 \text{ g S}}{342 \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 0,281 \cdot 100\% = 28,1\%$$

$$\text{O: } \frac{16 \cdot 12 \text{ g O}}{342 \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 0,561 \cdot 100\% = 56,1\%$$

A partir de estos datos, podemos calcular los gramos de cada elemento de este compuesto sin ningún problema. Si, por ejemplo, tuviéramos 15 gramos de sulfato de aluminio y nos preguntaran cuántos gramos de aluminio puro podríamos extraer, la respuesta sería muy sencilla, pues basta con utilizar factores de conversión para resolverlo.

$$15 \text{ g de Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \frac{54 \text{ g Al}}{342 \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 2,37 \text{ g de Al}$$

### Actividades

18> Calcula la composición centesimal de la molécula de propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ).

19> Calcula los gramos de plata que podrías obtener de 50 g de nitrato de plata. S:  $m = 31,7 \text{ Ag}$ .