

# TEMA 1: LA MATERIA Y LA TEORÍA ATÓMICO-MOLECULAR



**“La Química es la ciencia que estudia la constitución, propiedades y transformaciones que sufre la materia. Es una ciencia experimental y, por tanto, está sometida a medidas y leyes cuantitativas”**

## 1.- LEYES PONDERALES DE LA QUÍMICA

La **revolución de la Química** tuvo lugar a  **finales del siglo XVIII**, con más de un siglo de retraso con respecto a la Física. La causa de esto 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 en las medidas de las masas y los volúmenes que aparecen en las reacciones. En el siglo XVIII mejoraron las técnicas y se concedió la debida importancia a la medida lo cual permitió descubrir y enunciar leyes.

Las **Leyes ponderales**, que estudiaremos a continuación, 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.

### 1.1- LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA (1783)

También conocida como **Ley de Lavoisier** por ser el científico que la enunció en 1783, constituye el inicio de la Química como disciplina científica y establece que:

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

$$\sum \textit{masa de los reactivos} = \sum \textit{masa de los productos}$$

✓ La Ley de conservación de la masa no es válida para reacciones nucleares, ya que la materia se convierte en energía a través de la ecuación de Einstein  $E = m \cdot c^2$ . Para estas reacciones deberíamos hablar de conservación de la materia y de la energía.

### 1.2- LEY DE LAS PROPORCIONES CONSTANTES O DEFINIDAS (1799)

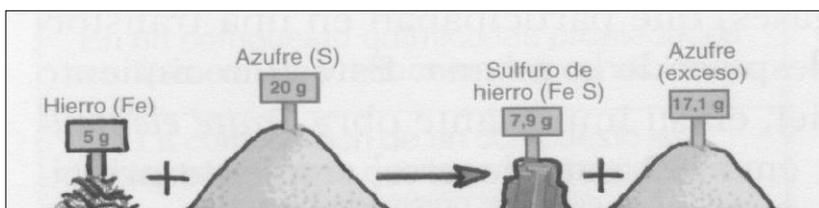
**¿Se pueden combinar las sustancias simples en cualquier proporción para formar un determinado compuesto?**

La respuesta a esta pregunta dio lugar a intensas discusiones acerca de las sustancias que reaccionan para formar nuevos compuestos. Por una parte el prestigioso químico Berthollet afirmaba que la composición de las sustancias compuestas podía variar según las condiciones en que hubiesen sido obtenidas, y por otra

parte, el químico Proust postulaba que la composición de un compuesto era siempre la misma independientemente del método y las condiciones de obtención. Tras el análisis de numerosos resultados experimentales la concepción de Proust fue aceptada por la comunidad científica estableciendo la Ley de las proporciones definidas:

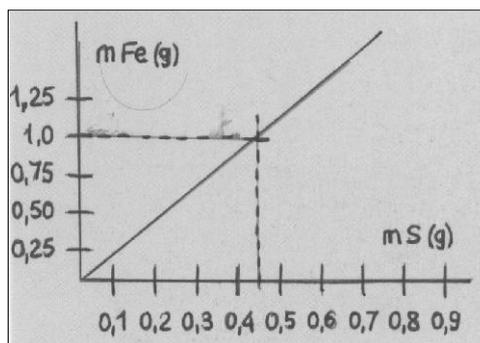
“Cuando dos o más sustancias simples reaccionan para formar un solo compuesto lo hacen en una proporción de masas constante, por lo cual la composición del compuesto es constante e invariable independientemente del proceso seguido en su formación”

A esta conclusión llegó Proust después de realizar múltiples experimentos. Por ejemplo, cuando hizo reaccionar hierro con azufre comprobó que se combinaban siempre para formar sulfuro de hierro (II) en la misma proporción, y si ponía un exceso de hierro o de azufre, éstos quedaban sin reaccionar al final del proceso. Este comportamiento le hizo



pensar que cuando dos elementos se combinaban lo hacían en una proporción de masas constante y el valor de la constante lo obtuvo a partir de la pendiente de la recta obtenida con los resultados experimentales

Masa de S	Masa de Fe
0,18 g	0,30 g
0,23 g	0,40g
0,29 g	0,50 g
0,34 g	0,60 g
0,40 g	0,70 g
0,46 g	0,80 g
0,50 g	0,90 g
0,57 g	1,00 g



Para comprobarla, tomamos dos puntos cualquiera , por ejemplo,  $P_1( 0,55; 0,98)$  y  $P_2( 0,26; 0,47)$ , y

calculamos la pendiente:  $pendiente = \frac{\Delta y}{\Delta x} = \frac{0,98 - 0,47}{0,55 - 0,26} = 1,75$ .

Este resultado llevó a Proust a concluir que cuando el azufre y el hierro se combinaban lo hacían en una

proporción:  $\frac{masa\ de\ Fe}{masa\ de\ S} = 1,75$ . Es decir, **1,75 g de Fe se combinaban aproximadamente con 1 g de S.**

✓ En la actualidad sabemos que la proporción exacta de combinación del hierro y el azufre para formar Fe S es:

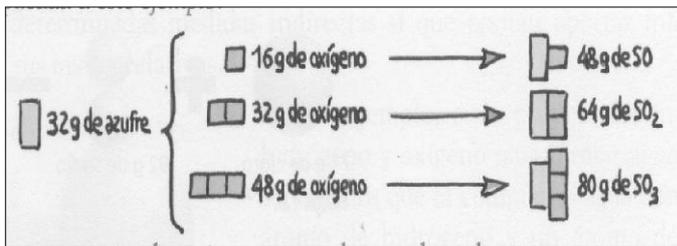
$$\frac{gramos\ de\ Fe}{gramos\ de\ S} = \frac{55,85}{32,07} = 1,74$$

### 1.3- LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES (1803)

Esta ley fue enunciada por **John Dalton** en **1803**. Tras numerosos experimentos descubrió que algunos elementos se combinaban con una cantidad fija de otro elemento en diferentes proporciones, dependiendo de las condiciones de reacción. **¿Quería esto decir que fallaba la Ley de Proust?** En realidad no, demostró que esto sucedía cuando podían formarse compuestos diferentes. Enseguida se percató de una regularidad que enunció como **Ley de las proporciones múltiples**:

**“Dos elementos pueden combinarse entre sí en más de una proporción para dar compuestos distintos. En este caso, determinada cantidad fija de uno de ellos se combina con cantidades variables del otro elemento, de modo que las cantidades variables del segundo elemento guardan entre sí una relación de números sencillos y enteros”** Vamos a verlo con un ejemplo:

✓ El azufre y el oxígeno pueden formar tres compuestos distintos ( $\text{SO}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ) y para formar cada uno de ellos lo hará en unas proporciones fijas (tal y como establece la ley de Proust):



$$\text{Para formar SO} \Rightarrow \frac{\text{masa S}}{\text{masa O}} = \frac{32 \text{ g}}{16 \text{ g}}$$

$$\text{Para formar SO}_2 \Rightarrow \frac{\text{masa S}}{\text{masa O}} = \frac{32 \text{ g}}{32 \text{ g}}$$

$$\text{Para formar SO}_3 \Rightarrow \frac{\text{masa S}}{\text{masa O}} = \frac{32 \text{ g}}{48 \text{ g}}$$

La proporción de O entre el segundo y el primer compuesto es:  $\frac{32 \text{ g de O}}{16 \text{ g de O}} = 2$  (*numero entero sencillo*)

La proporción entre el tercero y el primero es:  $\frac{48 \text{ g de O}}{16 \text{ g de O}} = 3$  (*numero entero sencillo*)

La proporción entre el segundo y el tercer compuesto:  $\frac{32 \text{ g de O}}{48 \text{ g de O}} = \frac{2}{3}$  (*relación de numeros enteros sencillos*)

Moles

Las leyes que acabamos de ver fueron obtenidas de forma empírica mediante cuidadosos experimentos, pero detrás de ellas no existía ninguna teoría que las explicara de forma lógica. Lo único que permitieron poner en claro fue que la materia se comportaba en determinados casos de forma regular. Era, por tanto, necesario que algún científico postulara una nueva teoría

## 2.- TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

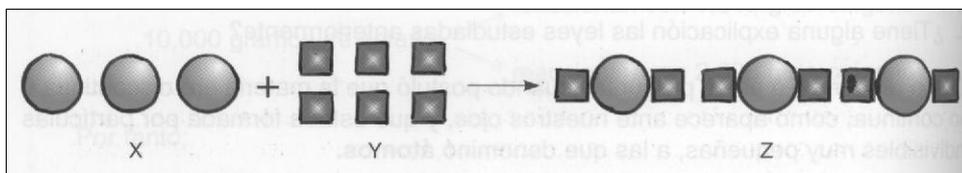
Las leyes ponderales de las transformaciones químicas encontraron su justificación adecuada por parte de **Dalton** con la **teoría atómica** publicada en **1808**. Las hipótesis fundamentales de dicha teoría las podemos enunciar de la siguiente forma:

- Los elementos están formada por átomos (partículas muy pequeñas, indivisibles e indestructibles)**
- Todos los átomos de un mismo elemento son iguales y, por tanto, poseen la misma masa, volumen e idénticas propiedades**
- Los átomos de distintos elementos tienen diferente masa y propiedades**
- Los átomos son inmutables, no pueden transformarse unos en otros**
- Distintos tipos de átomos se pueden unir, en relaciones numéricas sencillas, formando agrupaciones estables (compuesto)**
- En una reacción química, los átomos no se crean ni se destruyen, sólo se redistribuyen.**

La teoría expuesta por Dalton fue recibida con poca oposición por la mayoría de los científicos de la época a pesar de ser revolucionaria. **Considerar la materia como discontinua era algo sumamente novedoso para la época.** Estas ideas de Dalton suponen el primer modelo teórico para explicar la Química moderna y el principal argumento para aceptar su validez era que permitían interpretar de forma lógica todas las leyes ponderales

### 2.1.- JUSTIFICACIÓN DE LAS LEYES PONDERALES

Justificar la **Ley de conservación de la masa** es obvio, ya que si en una reacción química los átomos sólo se redistribuyen, es evidente que no puede haber variación de masa, por lo que ésta debe permanecer constante



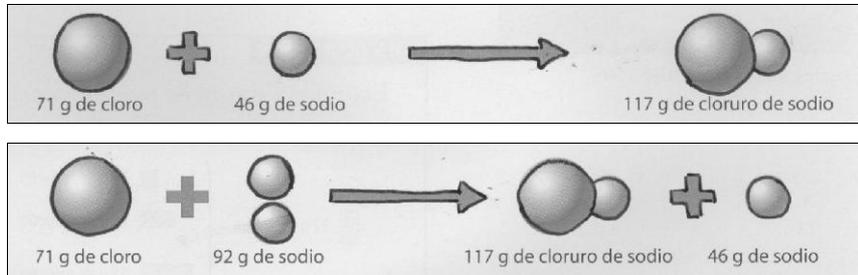
Supongamos que el elemento X se combina con el elemento Y para formar un compuesto Z (formado por un átomo de X con dos átomos de Y)

Si la masa de un átomo X es  $m_x$  y la de un átomo Y es  $m_y$ , la masa de cada compuesto formado Z será

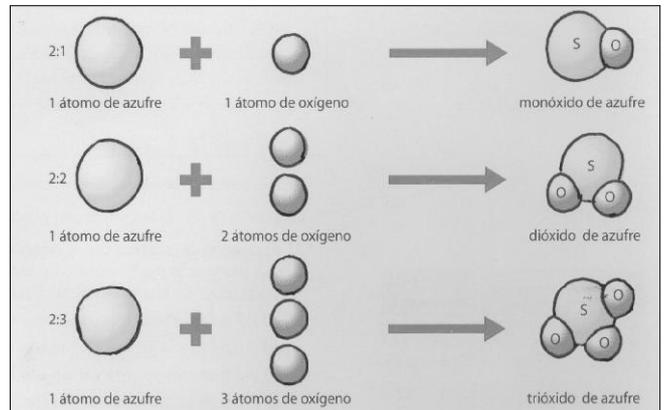
$M_z = (m_x + 2 m_y)$ , por tanto, la masa se conserva :

$$\sum \text{masa de los reactivos} = \sum \text{masa de los productos}$$
$$3 m_x + 6 m_y = 3 (m_x + 2 m_y)$$

ü La **Ley de las proporciones constantes** se explica fácilmente, ya que si la materia está formada por átomos, y dado que el cloruro de sodio, por ejemplo, resulta de la combinación de un átomo de sodio y uno de cloro, ambos de diferentes masas, entonces hay una única proporción posible: *masa de un átomo de sodio* y variar la proporción en masa implica que uno de los dos elementos está en exceso.

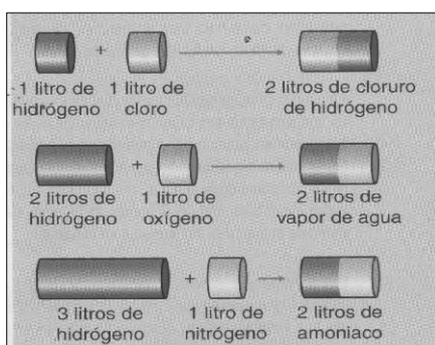


ü La **Ley de las proporciones múltiples** también encajaba con las ideas atomistas: para formar el monóxido de azufre se necesita un átomo de S y otro de O, para formar el dióxido de azufre uno de azufre y dos de oxígeno y para formar el trióxido uno de azufre y tres de oxígeno. Por tanto, la relación de las masas de oxígeno que reaccionan con una misma cantidad de azufre para formar los tres compuestos citados será de números sencillos y enteros.



### 3.- LEY DE LOS VOLÚMENES DE COMBINACIÓN O DE GAY-LUSSAC

Todas las leyes estudiadas hasta ahora tenían en cuenta solamente la cantidad de materia puesta en juego en las combinaciones químicas. En 1808, Gay-Lussac realizaron una serie de experiencias con reacciones en las que estaban implicadas sustancias gaseosas. Hicieron reaccionar una mezcla de oxígeno e hidrógeno con la finalidad de formar agua y se encontraron con la sorpresa de que estos gases siempre reaccionaban en la misma proporción: doble volumen de hidrógeno que de oxígeno. Posteriormente realizaron más experimentos con otros gases y las regularidades observadas les llevaron a proponer lo que se denomina **ley de los volúmenes de combinación**, que se enuncia como sigue:



**Cuando los gases se combinan para formar compuestos gaseosos, los volúmenes de los gases que reaccionan y los volúmenes de los gases que se forman, medidos ambos en las mismas condiciones**

de presión y temperatura, mantienen una relación de números sencillos y enteros.

Su Ley no podía ser interpretada con la Teoría atómica de Dalton, por lo que supuso un serio revés.

¿Cómo podían interpretarse todos estos datos experimentales desde el punto de vista de la teoría atómica? La clave la dio en 1811 **Avogadro**

#### 4.- HIPÓTESIS DE AVOGADRO. CONCEPTO DE MOLÉCULA

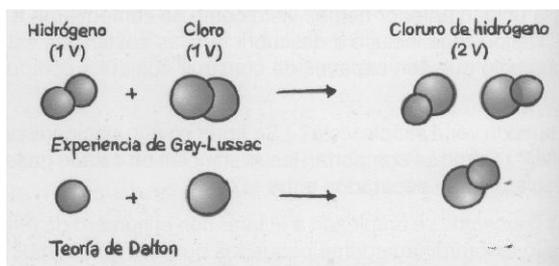
En 1811, **Avogadro** formuló su hipótesis que permitía explicar la Ley de los volúmenes de combinación siempre que se aceptase que las sustancias que reaccionan no eran átomos, sino agrupaciones de átomos, a las que dio el nombre de **moléculas**.

La **Hipótesis de Avogadro**, hoy convertida en ley al haber sido comprobada experimentalmente, dice:

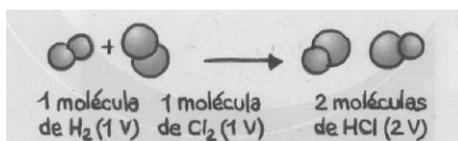
- ü **Volúmenes iguales de gases diferentes, en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de partículas.**
- ü **Los elementos gaseosos pueden tener como entidades más pequeñas, "moléculas" en vez de átomos.**

Esta hipótesis lleva 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 por la teoría de Dalton

##### a) Experiencia de Gay - Lussac y explicación según la Teoría atómica de Dalton



##### b) Explicación según Avogadro



✓ La combinación de la Teoría atómica de Dalton, la ley de Gay-Lussac y la Hipótesis de Avogadro constituye la teoría atómico-molecular

## 5.- LA CANTIDAD DE SUSTANCIA. EL MOL

### 5.1.- MASAS ATÓMICAS Y MOLECULARES

Una vez aceptada la Teoría atómica, surgió el problema de representar átomos y moléculas mediante símbolos. La **fórmula química de una sustancia representa los elementos que contiene y la relación en que se encuentran los átomos de dichos elementos (su composición química).**

Una de las características más importantes de la teoría atómica de Dalton fue la de señalar la masa atómica como la propiedad característica y diferenciadora de los distintos tipos de átomos (elementos químicos). Pero, ¿cómo medir la masa de un átomo? El valor absoluto de la masa de un átomo era imposible de medir, pero sí se podía medir su masa relativa, tomando la masa de un átomo como referencia y comparándola con la masa los restantes átomos, lo que permitió elaborar una tabla de masas relativas.

Dalton elaboró la primera tabla de masas atómicas relativas al Hidrógeno. Más tarde se eligió como patrón al oxígeno. Este patrón se mantuvo hasta 1961, año en el que la **Unión Internacional de Química pura y aplicada (IUPAC)** acordó establecer una escala de masas atómicas relativas que tenía como patrón de referencia un átomo de un tipo particular de Carbono, el carbono-12.

**La masa atómica relativa de un elemento es la masa que le corresponde a un átomo de ese elemento cuando se le compara con un átomo patrón, el isótopo Carbono-12**

**La unidad de masa atómica (u) o (uma) se define como 1/12 de la masa del isótopo carbono-12**

En esta escala, la masa atómica relativa (o simplemente masa atómica) es adimensional. Así, al decir que la masa atómica del oxígeno es 15,9994, se está indicando que la masa de un átomo de oxígeno es 15,994 veces mayor que la doceava parte de un átomo de 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.**

**Así, la masa molecular del H<sub>2</sub>O es:  $(1,00794 \cdot 2) + 15,9994 = 18,015128$  ( aproximamos a 18 )**

### 5.2.- CONCEPTO DE MOL Y MASA MOLAR

Los átomos (o las moléculas) son de dimensiones tan pequeñas que la cantidad mínima de sustancia que se puede medir sin demasiado error contiene ya un número muy elevado de átomos y moléculas. Se necesita, pues, definir una unidad adecuada. La unidad a la que estamos haciendo referencia, aceptada universalmente es el **mol**, que en 1971 fue señalado como una de las siete unidades fundamentales del Sistema Internacional.

**El mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas partículas, átomos, moléculas, etc, como las que hay es 0,012 kg (12 g) de carbono-12**

Diversas medidas experimentales, han permitido comprobar que este número es  $6,022 \cdot 10^{23}$ .

**El número de partículas existentes en 1 mol es  $6,022 \times 10^{23}$ .** Este número es muy importante en química. Recibe el nombre de **Número o Constante de Avogadro ( $N_A$ )**

Es el número de átomos de C que hay que reunir para que su masa sea igual a 12 g (el valor de la masa atómica en gramos). Por tanto:

**Masa de 1 átomo de C: 12,0 u**

**Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de C: 12,0 g**

Si repetimos este razonamiento para otros átomos llegaríamos a idénticas conclusiones:

**Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de O: 16,0 g**

**Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de N: 14,0 g**

**Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de S: 32,0 g**

**Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de Cl: 35,5 g**

Detrás de la constante de Avogadro debe indicarse siempre si el número se refiere a átomos, moléculas, iones, etc. A continuación se presentan algunos ejemplos:

ü En 1 mol de He hay  $6,022 \cdot 10^{23}$  átomos de Helio

ü En 1 mol de  $H_2$  hay  $6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas de hidrógeno y  $12,044 \cdot 10^{23}$  átomos de hidrógeno

**Para transformar**



**Utiliza la masa atómica:**  $\frac{1 \text{ mol}}{(M_{at}) \text{ g}}$

**Para transformar**



**Utiliza el  $N_A$ :**  $\frac{1 \text{ mol}}{(N_A \text{ átomos})}$

Ejemplos:

¿Cuántos moles de Fe son 35,62 g de hierro?

$$35,62 \text{ g de Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol at. Fe}}{55,85 \text{ g de Fe}} = 0,638 \text{ moles at. Fe}$$

¿Cuántos gramos de Zinc debo pesar para tener 0,2 moles de Zn?

$$0,2 \text{ moles de at Zn} \cdot \frac{65,37 \text{ g de Zn}}{1 \text{ mol de at Zn}} = 13,07 \text{ g de Zn}$$

Ejemplos:

¿Cuántos átomos de Al hay en 1,54 moles de aluminio?

$$1,54 \text{ moles de at Al} \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ at Al}}{1 \text{ mol de at de Al}} = 9,28 \cdot 10^{23} \text{ at Al}$$

¿Cuántos moles de sodio son  $8,32 \cdot 10^{23}$  átomos de Na?

$$8,32 \cdot 10^{23} \text{ at de Na} \cdot \frac{1 \text{ mol de Na}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ at de Na}} = 1,381 \text{ mol at Na}$$

## 6.- DETERMINACIÓN DE LA FÓRMULA EMPÍRICA Y MOLECULAR DE UN COMPUESTO

### 6.1.- COMPOSICIÓN CENTESIMAL

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

Para hallar la composición centesimal de un compuesto, debemos establecer una relación entre la cantidad de elemento existente en 1 mol de compuesto y la cantidad que de ese mismo elemento hay en 100g.

Por ejemplo, para averiguar la composición centesimal del **HNO<sub>3</sub>**, consideramos que la masa de un mol de este ácido es **63 g**. De ellos, **1g** corresponde al **hidrógeno**, **14 g** son de **nitrógeno**, y **48g** de **oxígeno**. Para expresar en porcentaje la cantidad de cada elemento:

$$\ddot{u} \text{ Hidrógeno: } \frac{1 \text{ g de H}}{63 \text{ g de HNO}_3} = \frac{x \text{ g de H}}{100 \text{ g de HNO}_3} \Rightarrow x = 1,587 \% \text{ de hidrógeno}$$

$$\ddot{u} \text{ Nitrógeno: } \frac{14 \text{ g de N}}{63 \text{ g de HNO}_3} = \frac{x \text{ g de N}}{100 \text{ g de HNO}_3} \Rightarrow x = 22,223 \% \text{ de nitrógeno}$$

$$\ddot{u} \text{ Oxígeno: } \frac{48 \text{ g de O}}{63 \text{ g de HNO}_3} = \frac{x \text{ g de O}}{100 \text{ g de HNO}_3} \Rightarrow x = 76,191 \% \text{ de oxígeno}$$

### 6.2.- DETERMINACIÓN DE LA FÓRMULA EMPÍRICA Y MOLECULAR 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

✓ La **fórmula molecular** expresa la relación existente entre los números de los diferentes átomos que forman parte de la molécula real de un compuesto

Para determinar la fórmula molecular es preciso hallar primero la empírica a partir de la composición centesimal. El procedimiento es el siguiente:

1. Se calcula la cantidad de sustancia en mol de cada uno de los elementos dividiendo los porcentajes entre los números atómicos de cada elemento
2. Si los cocientes no fueran cifras enteras, se buscan otros enteros equivalentes dividiendo los anteriores entre el menor de todos ellos (se trata de encontrar una relación de números enteros entre los átomos que forman el compuesto)
3. Supongamos que la **fórmula empírica** obtenida es **A B<sub>2</sub>**. La **fórmula molecular** será **(A B<sub>2</sub>)<sub>n</sub>**

$$\text{¿Cuál es el valor de } n? \quad n = \frac{\text{masa molar real}}{\text{masa molar empírica}}$$

4. Por último expresamos la fórmula molecular así: **A<sub>n</sub> B<sub>2n</sub>**

### APLICACIÓN

El análisis de un compuesto determina que está formado por 33% de Silicio y 67% de Flúor. Si su masa molecular es 168,44 g/mol, averigua cuál es su fórmula molecular.

1. Silicio: 
$$n_{(Si)} = \frac{33 \text{ g}}{28,09 \text{ g/mol}} = 1,175 \text{ moles}$$

Flúor 
$$n_{(F)} = \frac{67 \text{ g}}{19 \text{ g/mol}} = 3,526 \text{ moles}$$

2. Relación molar más sencilla:

Silicio: 
$$1,175 \text{ moles} \xrightarrow{+1,175} 1$$

Flúor: 
$$3,526 \text{ moles} \xrightarrow{+1,175} 3$$

3. La fórmula empírica es : **(SiF<sub>3</sub>)<sub>n</sub>** y su masa molar empírica será 85,09 g/mol

**¿Valor de n?** 
$$n = \frac{168,44 \text{ g/mol}}{85,09 \text{ g/mol}} = 2$$

4. Por tanto, la fórmula molecular del compuesto es : (SiF<sub>3</sub>)<sub>2</sub> = Si<sub>2</sub>F<sub>6</sub>



## PROBLEMAS

- Al analizar dos muestras que contenían estaño y oxígeno, se encontraron las siguientes 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 compuesto o de compuestos distintos
- El estaño puede formar con el oxígeno dos tipos de óxidos: en el óxido A la proporción en masa entre el Sn y el O es de 7,42/1, y en el óxido B es de 3,71/1.
  - ¿Se cumple la ley de las proporciones múltiples?
  - Si el óxido A se compone de un átomo de estaño y otro de oxígeno. Indica la composición de B
- Experimentalmente se ha comprobado que 4,7 g del elemento A reaccionan por completo con 12,8 g del elemento B para originar 17,5 de un cierto compuesto ¿Qué cantidad de compuesto se formará si hacemos reaccionar 4,7 g de A con 11,5 g de B? **Sol: 15,7 g**
- El azufre y el cinc se combinan en la relación 16g de S con 32,7 g de Zn ¿Qué cantidad de sulfuro de cinc se obtendrá al combinar químicamente 20 g de S con 20 g de Zn. **Sol: 29,8 g**
- 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 C? ¿Qué ocurrirá si deseamos combinar 12g de carbono con 17 de oxígeno?
- Supongamos que reaccionan dos elementos X e Y de forma que las relaciones de las masas son:

Experimento	X (g)	Y (g)
1º Reacción	2,50	1,20
2º Reacción	2,50	0,60
3ª Reacción	5	2,40
4º Reacción	2,50	0,40

A la vista de estos datos, indica razonadamente 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
- Para realizar cierta reacción se necesitan 0,25 moles de zinc y el doble de ácido clorhídrico.
    - ¿Qué masa deberíamos pesar de cada sustancia?
    - Si en vez de ácido clorhídrico puro disponemos de ácido del 36 % de pureza, cuánto tomaremos?  
**Sol: a) 16,34 g de Zn y 9,13 g de HCl; b) 25,47 g de ácido del 36%**
  - Calcula el número de átomos y moléculas presentes en:
    - En 0,5 moles de  $\text{SO}_2$ . **Sol: a)  $9,03 \cdot 10^{23}$  átomos;  $3,01 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{SO}_2$**
    - En 14,0 g de nitrógeno (gas) **Sol: b)  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de N;  $3,01 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{N}_2$**
    - En 4,0 g de hidrógeno (gas) **Sol: c)  $2 \cdot 41 \cdot 10^{24}$  átomos de H;  $1,20 \cdot 10^{24}$  moléculas de  $\text{H}_2$**

9. Se tienen 8,5 g de amoníaco y eliminamos  $1,5 \cdot 10^{23}$  moléculas.

- a) ¿Cuántos moles de amoníaco quedan?      a) 0,25 moles de  $\text{NH}_3$   
b) ¿Cuántas moléculas de amoníaco quedan?      b)  $1,5 \cdot 10^{23}$  moléculas  
c) ¿Cuántos gramos de amoníaco quedan?      c) 4,3 g de  $\text{NH}_3$   
d) ¿Cuántos moles de átomos de hidrógeno y de nitrógeno quedan?      d) 0,75 de H y 0,25 de N  
e) ¿Cuántos gramos de nitrógeno?      e) 3,5 g de N

10. En estado gaseoso las moléculas de azufre están formadas por agrupamientos de ocho átomos ( $\text{S}_8$ ). Si consideramos una muestra de 5 g de azufre sólido, calcular:

- a) El número de moles de moléculas ( $\text{S}_8$ )      a) 0,02 moles de  $\text{S}_8$   
b) El número de moléculas de azufre contenidas en la muestra.      b)  $1,20 \cdot 10^{22}$  moléculas  $\text{S}_8$   
c) El número de átomos de azufre.      c)  $9,62 \cdot 10^{22}$  átomos de S;

11. Calcula:

- a) ¿Cuántos moles de átomos de oxígeno hay en 200g de nitrato de bario?  
b) ¿Cuántos átomos de fósforo hay en 0,15 moles de pentóxido de difósforo?  
c) ¿Cuántos gramos de oxígeno hay en 0,15 moles de trióxido de difósforo?  
d) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 5,22g de nitrato de bario?

Sol: a) 4,59 moles; b)  $1,807 \cdot 10^{23}$  átomos de P; c) 7,2 g de O; d)  $7,21 \cdot 10^{22}$  átomos de O

12. ¿Cuántas moléculas que hay en una gota de agua? (se sabe que 20 gotas ocupan un volumen de  $1\text{cm}^3$ )

Sol:  $1,67 \cdot 10^{21}$  moléculas

13. En una muestra de fósforo hay  $10^{24}$  átomos. Calcula en moles:

- a) La cantidad de átomos de fósforo que hay en la muestra      Sol: a) 1,66 moles  
b) La cantidad de moléculas de fósforo ( $\text{P}_4$ ) que hay en la muestra      Sol: b) 0,415 moles

14. Un átomo de un elemento tiene una masa de  $3,819 \cdot 10^{-23}$  gramos; ¿cuánto vale su masa atómica?

Sol: 22,99 g/mol

15. Una muestra de 10 g de un compuesto cuya masa molecular es 60 contiene al analizarla 4 g de C; 0,67 g de H y 5,33 g de O. Calcula con estos datos la fórmula empírica y molecular. Sol:  $\text{CH}_2\text{O}$  ;  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$

16. Deduce la fórmula de un compuesto si una muestra formada por 0,18 moles del mismo, contienen 1,08 at-gr de O, 2,18 g de H y  $6,5 \cdot 10^{23}$  átomos de C. Sol:  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

17. La composición centesimal de un compuesto es: 4,8 % de H; 57,1 % de C y 38,1 % de S. Si en 5 g del compuesto hay  $1,8 \cdot 10^{22}$  moléculas, averigua su fórmula molecular. Sol:  $\text{C}_8\text{H}_8\text{S}_2$

18. Averigua la fórmula molecular de un compuesto de  $M=472$  g/mol formado por: 85 % de Hg ; 15 % Cl .  
 $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$

19. Calcula la composición centesimal del sulfato de Aluminio. Sol: 15,8% de Al; 28,1% de S; 56,1% de O