

Leyes ponderales

Conocidas también como **leyes de las combinaciones químicas**, son un grupo de reglas que regulan el comportamiento de la materia en los cambios químicos respecto a la masa de las sustancias que participan. Dentro de ellas están:

- i) Ley de las proporciones definidas (propuesta por Proust)
- ii) Ley de las proporciones múltiples (propuesta por Dalton)
- iii) Ley de Conservación de la masa (propuesta por Lavoisier)
- iv) Ley de Avogadro (también llamada Hipótesis de Avogadro)

En la presente lección hablaremos sobre las tres primeras.

- Publicada en 1799 por Joseph Proust , establece que *muestras diferentes de un mismo compuesto siempre contienen los mismos elementos en la misma proporción en masa*

Ley de las proporciones definidas (Ley de PROUST)

$$\frac{1'004 \text{ gr Ca}}{0'4 \text{ gr O}} = 2'51$$

$$\frac{2'209 \text{ gr Ca}}{0'880 \text{ gr O}} = 2'51$$

1ª muestra 1'004 gr Ca y 0'4 gr Oxígeno

2ª muestra 2'209 gr Ca y 0'880 gr Oxígeno

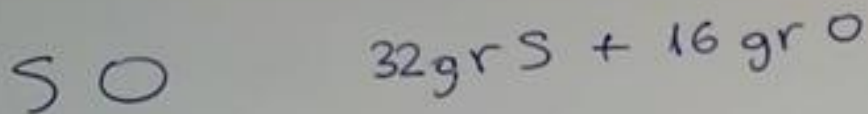
$$1'004 \times 0'88 = 0'88352$$
$$2'209 \times 0'4 = 0'8836$$

Ley de las proporciones múltiples

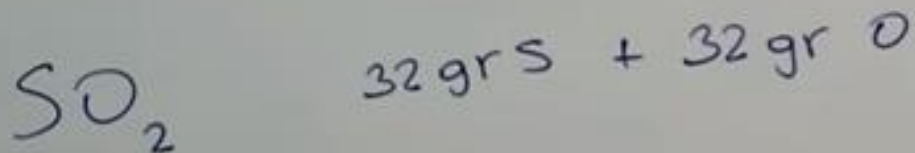
Formulada en 1803 por John Dalton, establece que *si dos elementos pueden combinarse para formar más de un compuesto, **la masa de uno de los elementos que se combina con una masa fija del otro, mantiene una relación de números enteros pequeños.***

LEY de las PROPORCIONES MÚLTIPLES (LEY de DALTON)

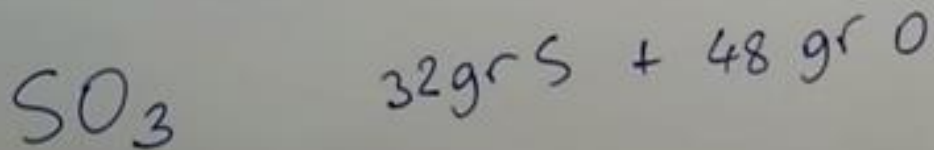
$$M_m(S) = 32 \text{ gr/mol} \quad M_m(O) = 16 \text{ gr/mol}$$



$$48/32 = 1.5 = \frac{3}{2}$$



$$32/16 = 2$$



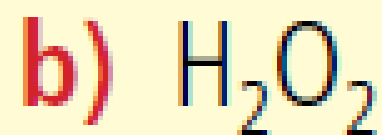
$$\frac{48}{16} = 3$$

Fórmulas de un compuesto químico

- La **fórmula molecular**, que indica la cantidad real (y total) de átomos de cada tipo dentro de una moléculas

- La **fórmula empírica**, que corresponde a la relación numérica más sencilla entre los distintos elementos que forman un compuesto, utilizando solo números enteros.

- La **fórmula empírica**, que corresponde a la relación numérica más sencilla entre los distintos elementos que forman un compuesto, utilizando solo números enteros.
- CH₂₀



Fórmula molecular y masa molecular

$$23 + 35,5 \text{ u.m.a.} = 58,5 \text{ u.m.a.}$$

u.m.a.

Unidad de masa atómica.

d) HCl

e) CO₂

f) KCl

g) NaOH

h) Mg(OH)₂

i) NaHCO₃

Composición porcentual

- Los porcentajes (%) son una proporción directa que se utiliza para relacionar valores en función de un total (100%).

$$\% \text{ de elemento } X \text{ en una molécula} = \frac{\text{Aporte en u.m.a. de } X}{\text{Masa molecular}} \cdot 100$$

Cuál es el % de sodio?

$$\% \text{ de Na en una molécula} = \frac{\text{Aporte en u.m.a. del Na}}{\text{Masa molecular}} \cdot 100$$

- En el caso del agua, H_2O , que tiene una masa molecular de 18 u.m.a.: Calcular % de Hidrogeno

a) NH_3

b) CH_4

c) H_2SO_4

d) HCl

e) CO_2

f) KCl

g) NaOH

h) $\text{Mg}(\text{OH})_2$

i) NaHCO_3

Determinación de la fórmula empírica y molecular de un compuesto cualquiera

El **vinagre** es ácido acético en agua. Dicho ácido contiene 40% de carbono (C), 53,3% de oxígeno (O) y 6,7% de hidrógeno (H). ¿Cuál será su fórmula empírica y su fórmula molecular si se sabe que el compuesto tiene una masa molecular de 60 u.m.a.?

Paso 1: Transformar los porcentajes antes obtenidos a gramos. Para facilitar el trabajo supondremos que se tienen 100 u.m.a. de muestra, de tal manera que los porcentajes se puedan transformar de manera directa a u.m.a.

Paso 1: Transformar porcentajes a u.m.a.

C: 40% $\rightarrow$ 40 u.m.a.

O: 53,3% $\rightarrow$ 53,3 u.m.a.

H: 6,7% $\rightarrow$ 6,7 u.m.a.

Paso 2: Dividir masa de cada elemento por su masa atómica (ver tabla periódica de la página 240)

$$\text{C} \rightarrow 40 \text{ u.m.a.} \div 12 \text{ u.m.a.} (=) 3,33$$

$$\text{O} \rightarrow 53,3 \text{ u.m.a.} \div 16 \text{ u.m.a.} (=) 3,33$$

$$\text{H} \rightarrow 6,7 \text{ u.m.a.} \div 1 \text{ u.m.a.} = 6,7$$

Paso 3: Dividir todos los valores del paso 2 por el resultado más pequeño entre ellos, o sea, 3,33.

$$\text{C} \rightarrow 3,33 \div 3,33 = 1$$

$$\text{O} \rightarrow 3,33 \div 3,33 = 1$$

$$\text{H} \rightarrow 6,7 \div 3,33 = 2,01 (=) 2$$

Los resultados aquí obtenidos son los subíndices que cada uno de los elementos llevará en la fórmula empírica.

Paso 3: Dividir todos los valores del paso 2 por el resultado más pequeño entre ellos, o sea, 3,33.

$$\text{C} \rightarrow 3,33 \div 3,33 = 1$$

$$\text{O} \rightarrow 3,33 \div 3,33 = 1$$

$$\text{H} \rightarrow 6,7 \div 3,33 = 2,01 (=) 2$$

Los resultados aquí obtenidos son los subíndices que cada uno de los elementos llevará en la fórmula empírica.

Paso 4: Escribir fórmula empírica. En este caso, los elementos se deben ordenar C, H, O, por tratarse de un compuesto orgánico.



Paso 5:

Calculamos la masa de la fórmula empírica:

$$\begin{aligned}\text{Masa CHO}_2 &= 1 \cdot \text{masa C} + 2 \cdot \text{masa H} + 1 \cdot \text{masa O} \\ &= 1 \cdot 12 \text{ u.m.a.} + 2 \cdot 1 \text{ u.m.a.} + 1 \cdot 16 \text{ u.m.a.} \\ &= 12 \text{ u.m.a.} + 2 \text{ u.m.a.} + 16 \text{ u.m.a.} \\ &= 30 \text{ u.m.a.}\end{aligned}$$

Luego, debemos descubrir cuántas veces cabe la masa de la fórmula empírica en la masa molecular. Esto se puede hacer solo mirando los valores o aplicando la fórmula. En el segundo caso tendríamos:

$$\text{Número para multiplicar subíndices} = \frac{\text{Masa fórmula molecular}}{\text{Masa fórmula empírica}}$$

$$\text{Número para multiplicar subíndices} = \frac{60 \text{ u.m.a.}}{30 \text{ u.m.a.}} = 2$$

Luego, todos los subíndices de la fórmula empírica deben ser multiplicados por 2 para obtener la fórmula molecular. Entonces:

Fórmula empírica: $\text{C}_1\text{H}_2\text{O}_1$

Fórmula molecular: $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$



Multiplicar subíndices por 2

- a)** La alicina es el compuesto responsable del olor característico del ajo. Un análisis de dicho compuesto muestra que tiene la siguiente composición porcentual: 44% de carbono (C); 6,21% de hidrógeno (H); 39,5% de azufre (S); y 9,86% de oxígeno (O). Calcula la fórmula empírica y molecular de la alicina, sabiendo que su masa molecular aproximada es de 162 u.m.a.
- b)** El glutamato de sodio es un potenciador del sabor de los alimentos muy utilizado en la actualidad. Este compuesto tiene la siguiente composición porcentual en masa: 35,51% de carbono (C); 4,77% de hidrógeno (H); 37,85% de oxígeno (O); 8,29% de nitrógeno (N) y 13,60% de sodio (Na). ¿Cuál será la fórmula empírica y molecular del glutamato de sodio si su masa molecular aproximada es de 169 u.m.a.?

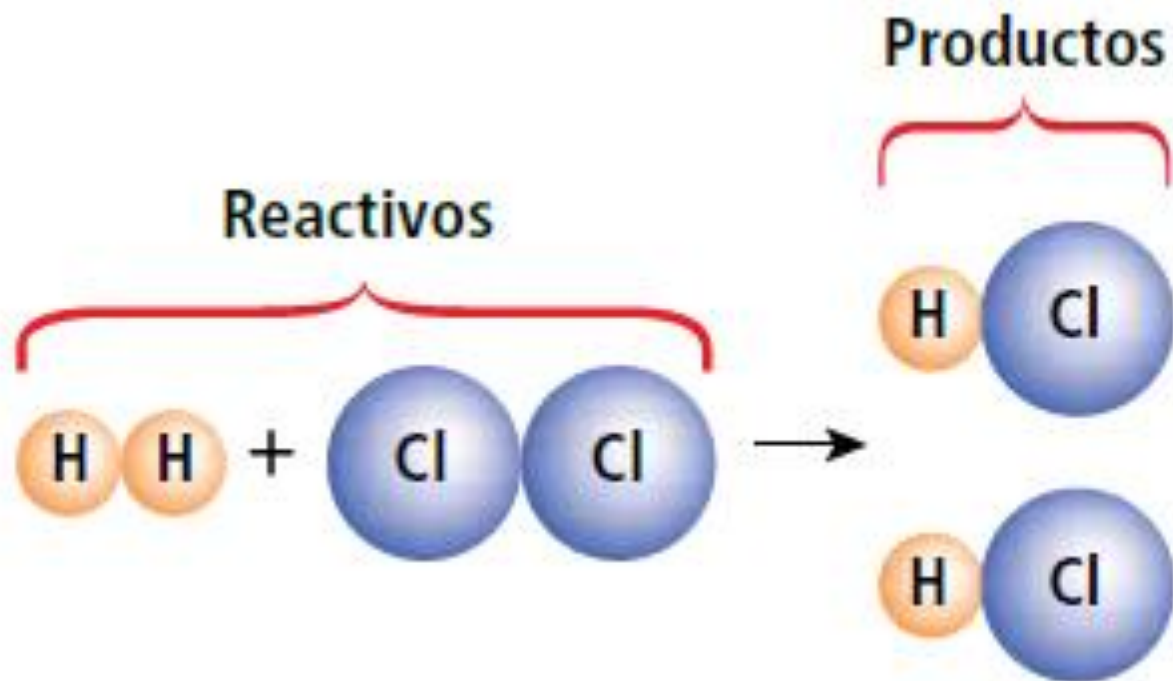
Reacción química y ecuación química

- i) A la izquierda de la flecha, las sustancias a reaccionar **reactantes** o **reactivos**,
- ii) Una flecha ($\longrightarrow$) que señale la transformación,
- iii) A la derecha de la flecha, las sustancias que se obtendrán en la reacción llamados **productos**,
- iv) Delante de cada una de las especies, un número que indique la cantidad de cada una de las especies, y
- v) A la derecha de cada sustancia que reacciona (reactantes) y de cada sustancia formada (producto), se escribe entre paréntesis, una letra que señale el estado físico de la especie: **s**: sólido; **l**: líquido; **g**: gaseoso; **ac**: acuoso (disuelto en agua).

Ley de conservación de la materia

- **Ley de conservación de la masa**, fue publicada en 1789 por quien es considerado el padre de la química moderna, Antoine Lavoisier, y sostiene que: **la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma.**

- **Balance de ecuaciones químicas**
- Cualquier ecuación química que escribamos debe estar **balanceada**, vale decir, debe contar con las mismas cantidades y tipos de átomos antes y después de la reacción.



Ten presente que:

Se realiza el balance de un átomo a la vez.



Empieza siempre por los átomos que aparecen en una sola especie de reactantes y productos.



Deja siempre el oxígeno (O) para el final.

Concepto de MOL

El mol, que corresponde a una unidad de medida que contiene tantas unidades elementales (átomos, moléculas u otros) como átomos hay exactamente en 12 gramos del isótopo carbono-12, vale decir, $6,022 \cdot 10^{23}$ partículas. Este valor se conoce como **número de Avogadro**, en honor a ese científico italiano.

Un isótopo es un átomo cuyo núcleo tiene el mismo número de protones pero diferente número de neutrones.

- i) **Equivalencia en cantidad de partículas:** 1 mol contiene tantas partículas como señala el número de Avogadro, vale decir:

$$1 \text{ mol} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ entidades}$$

ii) **Equivalencia en masa:** 1 mol de átomos masa es la masa atómica del elemento expresada en gramos, mientras que 1 mol de moléculas masa es la masa molecular de la especie también expresada en gramos.

1 mol sustancia = masa molar en gramos de dicha sustancia

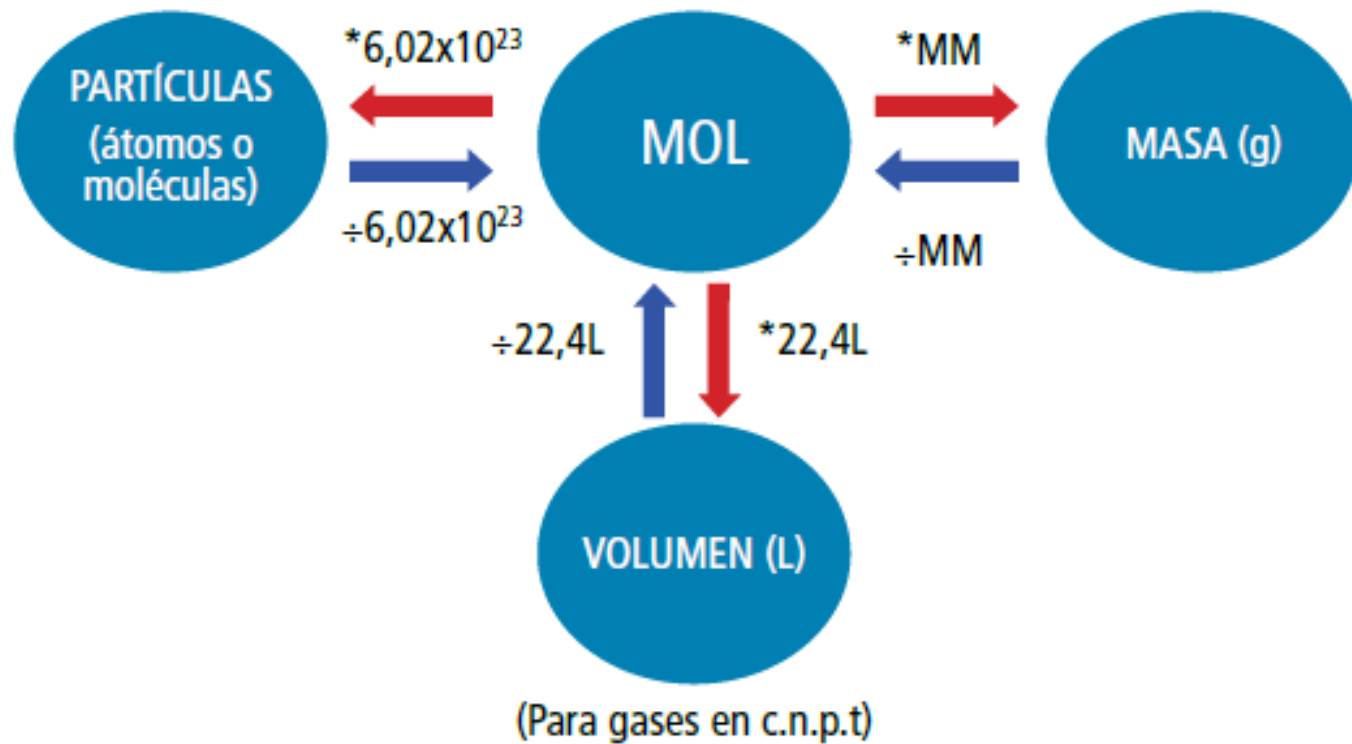
iii) **Equivalencia en volumen:** Los gases no tienen un volumen fijo, sino que este depende de las condiciones de presión y temperatura a la que se encuentra. De esta forma, el volumen que ocupa un mol de gas ocupa se puede calcular mediante la ecuación de los gases ideales:

$$P \cdot V = R \cdot T \cdot n \quad , \text{ donde}$$

P = Presión (en atmósferas, atm); V = Volumen (en litros, L); R = Constante de los gases ideales [0,082 atm • L/(mol • K)]; T = Temperatura (en Kelvin, K);
n = moles

Así, si el gas se encuentra en condiciones normales de presión y temperatura ("c.n.p.t." o solo "c.n."), vale decir 1 atm de presión y 0°C (273 K), 1 mol de éste ocupará un volumen de 22,4 L, o sea:

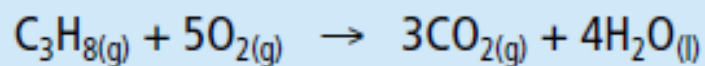
$$1 \text{ mol gas en c.n.p.t.} = 22,4 \text{ L}$$



- i) ¿Cuántas moléculas existen en 3 moles? Puedes responder a partir del cuadro multiplicando 3 por $6,02 \cdot 10^{23}$ o aplicando la siguiente “regla de 3”:

ii) ¿Cuántos moles existen en 108 gramos de esa sustancia ($MM = 27\text{g/mol}$)? Puedes responder a partir del cuadro dividiendo 108 g por 27 g/mol o aplicando la siguiente “regla de 3”:

- Estequiometría
- La **estequiometría** estudia las cantidades de cada reactante que participa en una reacción y la cantidad de productos que se formarán.



	$\text{C}_3\text{H}_{8(g)}$	$\text{O}_{2(g)}$	$\rightarrow$	$\text{CO}_{2(g)}$	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
Mol	1	5	$\rightarrow$	3	4
Moléculas	$1 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$	$5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$	$\rightarrow$	$3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$	$4 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$
Masa (g)	$1 \cdot \text{MM C}_3\text{H}_8 =$ $1 \cdot 44 = 44 \text{ g}$	$5 \cdot \text{MM O}_2 =$ $5 \cdot 32 = 160 \text{ g}$	$\rightarrow$	$3 \cdot \text{MM CO}_2 =$ $3 \cdot 44 = 132 \text{ g}$	$4 \cdot \text{MM H}_2\text{O} =$ $4 \cdot 18 = 72 \text{ g}$
Volumen (L) (en cn)	$1 \cdot 22,4 = 22,4 \text{ L}$	$5 \cdot 22,4 = 112 \text{ L}$	$\rightarrow$	$3 \cdot 22,4 = 67,2 \text{ L}$	

