

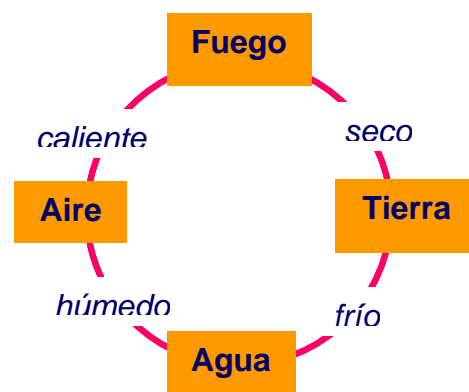
LEYES FUNDAMENTALES DE LA QUÍMICA

CONTENIDOS

- 1.- *La Química en la antigüedad. La Alquimia.*
- 2.- *Sustancias homogéneas y heterogéneas. Elementos y compuestos. (Repaso).*
- 3.- **Leyes fundamentales de la Química.**
 - 3.1. *Ley de conservación de la masa.*
 - 3.2. *Ley de las proporciones definidas.*
 - 3.3. *Ley de proporciones múltiples.*
 - 3.4. *Ley de proporciones recíprocas.*
- 4.- *Teoría atómica de Dalton (postulados).*
- 5.- *Evolución de la Teoría atómica de Dalton.*
 - 5.1. *Relaciones volumétricas de Gay-Lussac.*
 - 5.2. *Hipótesis de Avogadro.*
- 6.- *Masas atómicas y moleculares (repaso).*
- 7.- *Concepto de mol.*
- 8.- *Composición centesimal.*
- 9.- *Fórmula empírica y molecular.*

UN POCO DE HISTORIA

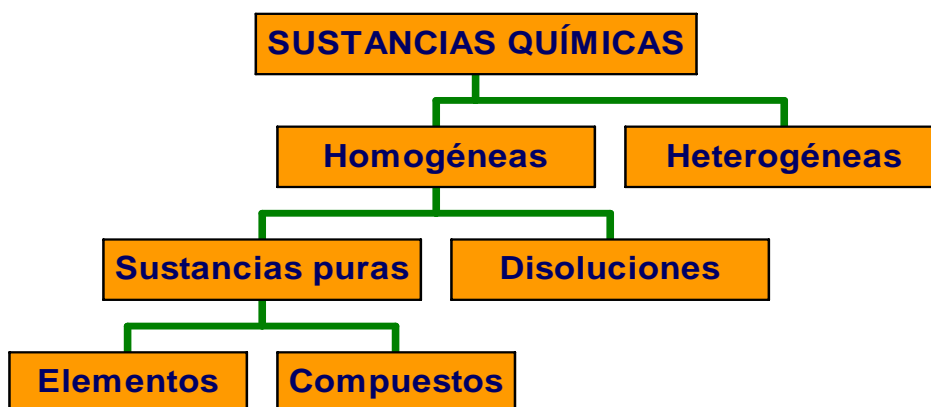
- **Teoría de los cuatro elementos** (Empédocles)
- **Teoría atomística** (Leucipo y Demócrito)
- **Teoría de materia** continua (Aristóteles)



UN POCO DE HISTORIA

- **Alquimia:** Azufre, mercurio y sal
Piedra filosofal
Elixir de la vida.
- **Siglo XVIII:** análisis gravimétrico cuantitativo
Leyes de la química.

SUSTANCIAS QUÍMICAS (CLASIFICACIÓN)



LEYES FUNDAMENTALES DE LA QUÍMICA.

Las siguientes leyes junto a la “hipótesis de Avogadro” llevaron a la formulación de la **TEORÍA ATÓMICA DE DALTON**.

- **Ley de conservación de la masa** (Lavoisier).
- **Ley de proporciones definidas** (Proust).
- **Ley de proporciones múltiples** (Dalton).
- **Ley de proporciones recíprocas** (Ritcher)
- **Ley de volúmenes de combinación** (Gay-Lussac).

LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA (LAVOISIER).

“En toda transformación química la masa se conserva, es decir, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos de la reacción”.

Ejemplo:

“2 gramos de cloro y 3 gramos de sodio producen 5 gramos de cloruro de sodio”.

LEY DE PROPORCIONES DEFINIDAS (PROUST).

“Los elementos se combinan para formar compuestos en una proporción fija y definida”.

Ejemplo:

El azufre y el hierro se combinan para formar sulfuro de hierro (II) en la siguiente proporción: 4 gramos de azufre por cada 7 gramos de hierro.

Azufre + Hierro		→ Sulfuro de hierro	
4 g	7 g	0 g	Inicial
		11 g	Final
4 g	10 g	0 g	Inicial
	3 g	11 g	Final
8 g	7 g	0 g	Inicial
4 g		11 g	Final

Ejemplos:

Azufre + Hierro		→ Sulfuro de hierro	
12 g	30 g	0 g	Inicial
	9 g	33 g	Final
25 g	35 g	0 g	Inicial
5 g		55 g	Final

13,5 g	24,9 g	0 g	Inicial
	1,275 g	37,125 g	Final

Ejemplo:

Se sabe que 8 g de azufre reacciona con 12 g de oxígeno para dar 20 g de trióxido de azufre: **a)** ¿Cuántos gramos de oxígeno reaccionarán con 1 g de azufre y qué cantidad de trióxido de azufre se obtendrá; **b)** si se descomponen 100 g de trióxido de azufre ¿cuántos gramos de azufre y de oxígeno se obtendrán?

a) Azufre + Oxígeno → Trióxido de azufre

$$\frac{8g}{1g} = \frac{12g}{m(O_2)} = \frac{20g}{m(SO_3)}$$

$$m(O_2) = \frac{1g \times 12g}{8g} = \mathbf{1,5g} ; m(SO_3) = \frac{1g \times 20g}{8g} = \mathbf{2,5g}$$

$$\mathbf{b)} \quad \frac{8g}{m(S)} = \frac{12g}{m(O_2)} = \frac{20g}{100g}$$

$$m(S) = \frac{100g \times 8g}{20g} = \mathbf{40g} ; m(O_2) = \frac{100g \times 12g}{20g} = \mathbf{60g}$$

LEY DE PROPORCIONES MÚLTIPLES (DALTON).

“Cuando dos elementos se combinan entre sí para dar compuestos diferentes, las diferentes masas de uno de ellos que se combinan con una masa fija de otro, guardan entre sí una relación de números sencillos”.

Ejemplo.

Óxidos de cobre % cobre % oxígeno

I	88,83	11,17
II	79,90	20,10

$\frac{\text{masa cobre}}{\text{masa oxígeno}}$ (masa de cobre que se combina con 1g de oxígeno)

$$\begin{aligned} \text{I} &\rightarrow 7,953 \\ \text{II} &\rightarrow 3,975 \end{aligned} \Rightarrow \frac{7,953}{3,975} \cong \frac{2}{1}$$

Ejemplo:

Dependiendo de las condiciones experimentales 14 g de nitrógeno pueden reaccionar con 8 g, 16 g, 24 g, 32 g y 40 g de oxígeno para dar cinco óxidos diferentes. Comprobar que se cumple la ley de Dalton.

Sean los óxidos I, II, III, IV y V respectivamente.

Las distintas masas de O que se combinan con una cantidad fija de N (14 g) guardan las relaciones:

$$\frac{m \text{ Ox. (V)}}{m \text{ Ox. (I)}} = \frac{40 \text{ g}}{8 \text{ g}} = \frac{5}{1}; \quad \frac{m \text{ Ox. (IV)}}{m \text{ Ox. (I)}} = \frac{32 \text{ g}}{8 \text{ g}} = \frac{4}{1};$$

$$\frac{m \text{ Ox. (III)}}{m \text{ Ox. (I)}} = \frac{24 \text{ g}}{8 \text{ g}} = \frac{3}{1}; \quad \frac{m \text{ Ox. (II)}}{m \text{ Ox. (I)}} = \frac{16 \text{ g}}{8 \text{ g}} = \frac{2}{1}$$

Podrían haberse escogido las masas de oxígeno de cualquier pareja de óxidos.

Por ejemplo: $\frac{m \text{ Ox. (III)}}{m \text{ Ox. (IV)}} = \frac{24 \text{ g}}{32 \text{ g}} = \frac{3}{4}$

LEY DE PROPORCIONES RECÍPROCAS (RITCHER)

“Las masas de dos elementos que se combinan con una masa de un tercero, guardan la misma relación que las masas de los dos cuando se combinan entre sí”.

Ejemplo.

“Si 2 g de hidrógeno se combinan con 16 g de oxígeno para dar agua, y 6 g de carbono se combinan también con 16 gramos de oxígeno para dar dióxido de carbono, entonces 2 g de hidrógeno se combinarán con 6 g de carbono al formar metano”.

HIPÓTESIS DE AVOGADRO.

“A una presión y a una temperatura determinados en un volumen concreto habrá el mismo número de moléculas de cualquier gas”.

Ejemplo:

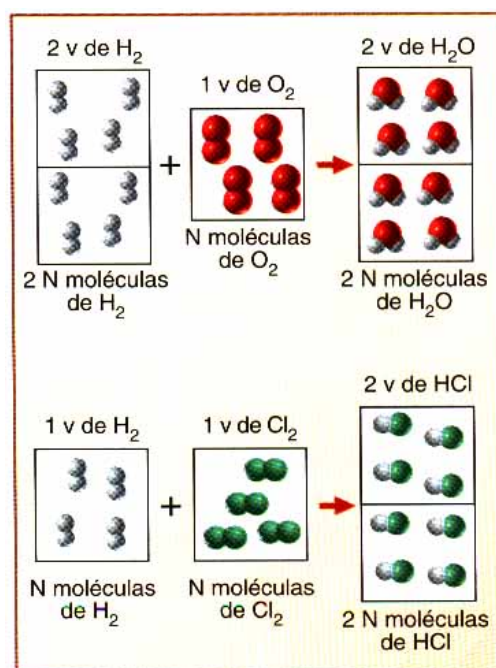
“Un mol de cualquier gas, es decir, $6,022 \times 10^{23}$ moléculas, ocupa en condiciones normales ($p = 1 \text{ atm}$; $T = 0 \text{ }^\circ\text{C}$) un volumen de 22,4 litros”.

LEY DE VOLÚMENES DE COMBINACIÓN (GAY-LUSSAC).

“A temperatura y presión constantes, los volúmenes de los **gases** que participan en una reacción química guardan entre sí relaciones de números sencillos”.

Ejemplo:

“1 litro de oxígeno se combina con 2 litros de hidrógeno para dar 2 litros de agua (gas)”



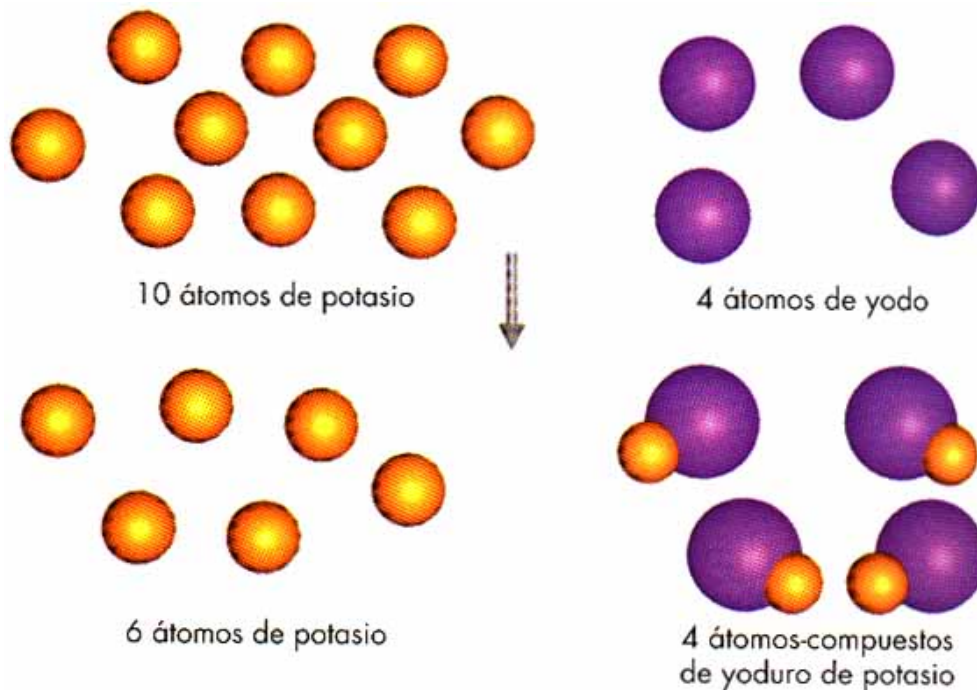
Lev de volúmenes de combinación

1 litro de hidrógeno se combina con 1 litro de cloro para dar 2 litros de cloruro de hidrógeno.

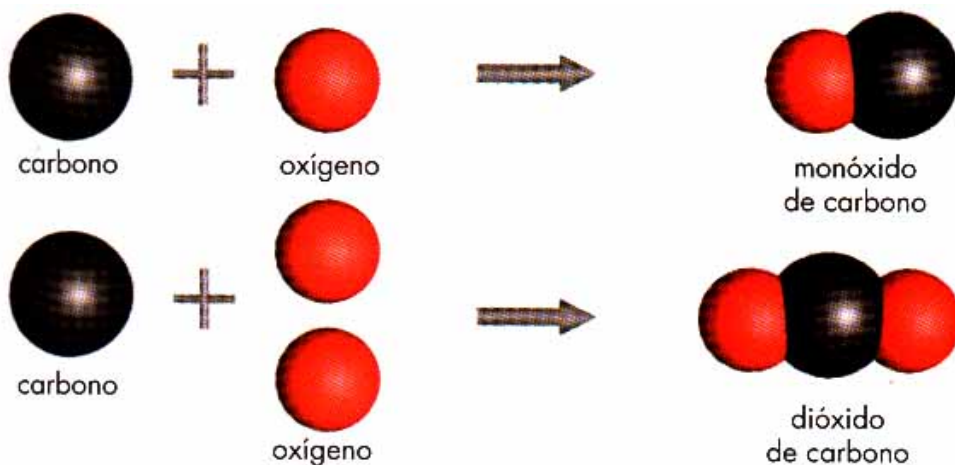
1 litro de nitrógeno se combina con 3 litros de hidrógeno para dar 2 litros de amoníaco”.

POSTULADOS DE LA TEORÍA ATÓMICA DE DALTON.

- Los elementos químicos están constituidos por partículas llamadas átomos, que son indivisibles e inalterables en cualquier proceso físico o químico.
- Los átomos de un elemento son todos idénticos en masa y en propiedades.
- Los átomos de diferentes elementos son diferentes en masa y en propiedades.
- Los compuestos se originan por la unión de átomos de distintos elementos en una proporción constante.



Explicación visual de la ley de Proust a partir de la Teoría atómica.



MASAS ATÓMICAS Y MOLECULARES

La masa atómica de un átomo se calcula hallando la masa media ponderada de la masa de todos los isótopos del mismo.

La masa molecular (M) se obtiene sumando la masas atómicas de todos los átomos que componen la molécula.

Ejemplo:

Calcular la masa molecular del H_2SO_4

$M(H_2SO_4) = 1,008 \text{ u} \cdot 2 + 32,06 \text{ u} \cdot 1 + 16,00 \text{ u} \cdot 4 = 98,076 \text{ u}$
que es la masa de una molécula.

Normalmente, suele expresarse como $M(H_2SO_4) = 98,076 \text{ g/mol}$

CONCEPTO DE MOL

Es un número de Avogadro ($N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$) de átomos o moléculas.

En el caso de un N_A de átomos también suele llamarse átomo-gramo.

Es, por tanto, la masa atómica o molecular expresada en gramos.

Definición actual:

El mol es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas, iones...) como átomos hay en 0,012 kg de carbono-12 (^{12}C).

Cálculo del número de moles.

Si 1 en M (masa atómica o molecular)(g) hay 1 mol en m (g) habrá n moles.

$$n(\text{mol}) = \frac{m(\text{g})}{M\left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)}$$

Ejemplo:

Calcular cuantos moles de CO_2 habrá en 100 g de dicha sustancia.

$$n(\text{mol}) = \frac{m(\text{g})}{M(\text{g} \times \text{mol}^{-1})} = \frac{100 \text{ g}}{44 \text{ g} \times \text{mol}^{-1}} = 2,27 \text{ moles de } CO_2$$

Ejercicio A:

¿Cuántas moléculas de Cl_2 hay en 12 g de cloro molecular? Si todas las moléculas de Cl_2 se dissociaran para dar átomos de cloro, ¿Cuántos átomos de cloro atómico se obtendrían? ☒

COMPOSICIÓN CENTESIMAL

A partir de la fórmula de un compuesto podemos deducir la composición centesimal de cada elemento que contiene aplicando simples proporciones.

Sea el compuesto A_aB_b . Su masa molecular: $M = a \times M_{at}(A) + b \times M_{at}(B)$

$$\frac{M(A_aB_b)}{100} = \frac{a \times M_{at}(A)}{\%(A)} = \frac{b \times M_{at}(B)}{\%(B)}$$

La suma de las proporciones de todos los elementos que componen una sustancia debe dar el 100 %.

Ejemplo:

Calcular el % de plata, nitrógeno y oxígeno que contiene el nitrato de plata.

$$M(AgNO_3) = (107,9 + 14,01 + 16,00 \text{ u} \cdot 3) \text{ g/mol} = 169,91 \text{ g/mol}$$

$$\frac{169,91 \text{ g}(AgNO_3)}{100} = \frac{107,9 \text{ g}(Ag)}{\%(Ag)} = \frac{14,01 \text{ g}(N)}{\%(N)} = \frac{48,0 \text{ g}(O)}{\%(O)}$$

$$\% Ag = \frac{107,9 \text{ g}(Ag) \times 100}{169,91 \text{ g}(AgNO_3)} = \mathbf{63,50\% \text{ de Ag}}$$

$$\% N = \frac{14,01 \text{ g}(N) \times 100}{169,91 \text{ g}(AgNO_3)} = \mathbf{8,25\% \text{ de N}}$$

$$\% O = \frac{48,0 \text{ g}(O) \times 100}{169,91 \text{ g}(AgNO_3)} = \mathbf{28,25\% \text{ de O}}$$

TIPOS DE FÓRMULAS

Molecular.

Indica el n° de átomos existentes en cada molécula.

Empírica.

Indica la proporción de átomos existentes en una sustancia. Está siempre reducida al máximo.

Ejemplo:

El peróxido de hidrógeno está formado por moléculas con átomos de H y dos de O.

Su fórmula molecular es H₂O₂.

Su fórmula empírica es HO.

Ejercicio B:

Escribir las fórmulas empíricas de: **a)** Glucosa, conocida también como dextrosa, cuya fórmula molecular es C₆H₁₂O₆; **b)** Óxido de nitrógeno (I), gas usado como anestésico, de fórmula molecular N₂O. ☒

Cálculo de la fórmula empírica.

Supongamos que partimos de 100 g de sustancia.

Si dividimos el % de cada átomo entre su masa atómica (A), obtendremos el nº de moles (átomos-gramo) de dicho átomo.

La proporción en moles es igual a la que debe haber en átomos en cada molécula.

Posteriormente, se divide por el que tenga menor nº de moles.

Por último, si quedan números fraccionarios, se multiplica a todos por un mismo nº con objeto de que queden números enteros.

Ejemplo:

Calcular la fórmula empírica de un compuesto orgánico cuya composición centesimal es la siguiente: 34,8 % de O, 13 % de H y 52,2 % de C.

$$\frac{34,8 \text{ g(O)}}{16 \text{ g} \times \text{mol}^{-1}} = 2,175 \text{ mol O} ; \frac{13 \text{ g(H)}}{1 \text{ g} \times \text{mol}^{-1}} = 13 \text{ mol H} ; \frac{52,2 \text{ g(C)}}{12 \text{ g} \times \text{mol}^{-1}} = 4,35 \text{ mol C}$$

Dividiendo todos por el menor (2,175) obtenemos 1 mol de O, 6 moles de H y 2 moles de C, lo que da una fórmula empírica: **C₂H₆O**

Ejercicio C:

La composición centesimal del ácido acetilsalicílico es de un 60 % de carbono, y un 35,52 % de oxígeno y un 4,48 % de hidrógeno. Determina su fórmula molecular si sabemos que su masa molecular es 180 g/mol. ☒