

MEDIDA DE LA CANTIDAD DE SUSTANCIA : MOL

1 uma = masa de un átomo de ^{12}C / 12.

- **Relación entre uma y gramo**

12 g de ^{12}C : $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de ^{12}C

x g de ^{12}C : 1 átomo de ^{12}C

$x = 12 / 6,023 \cdot 10^{23}$ g (masa de un átomo de ^{12}C)

12 uma = $12 / 6,023 \cdot 10^{23}$ g

1 uma = $1 / 6,023 \cdot 10^{23}$ g

$N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$

En química, para medir la cantidad de sustancia la unidad que se usa es el mol.

Mol de una sustancia : cantidad de esa sustancia que contiene tantas partículas como átomos hay en 12 g de ^{12}C .

$$n^\circ \text{ moles} = \frac{\text{masa}}{M_r(A_r)}$$

$$n^\circ \text{ moles} = \frac{n^\circ \text{ partículas}}{N_A}$$

ECUACIÓN DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES

Se consideran gases ideales aquellos entre cuyas moléculas no hay fuerzas y que además el volumen de las moléculas es despreciable frente al volumen que ocupa el gas. Los gases reales no se comportan exactamente como los ideales, aunque sí se aproximan bastante, excepto en condiciones de temperaturas bajas y presiones altas. Los gases ideales cumplen la ecuación de estado de los gases ideales :

$$PV = nRT$$

En una mezcla de gases también es posible emplear esta ecuación. La presión total de la mezcla es igual a la suma de las presiones parciales (Ley de Dalton de presiones parciales) :

$$P = P_A + P_B + \dots$$

Presión parcial de un gas en una mezcla de gases es la presión que ejerce dicho gas cuando él sólo ocupa todo el volumen de la mezcla a la misma temperatura que ella.

DETERMINACIÓN DE FÓRMULAS

Mediante el análisis químico se puede conocer la composición centesimal de un compuesto, es decir, el porcentaje en masa de cada elemento en un compuesto. Conocida la composición centesimal se puede hallar la fórmula empírica, que es la relación numérica más sencilla en que se encuentran los átomos en una sustancia. La verdadera fórmula de un compuesto es la llamada fórmula molecular, que es la relación real entre los átomos en una molécula. En muchos casos coinciden al fórmula empírica y molecular. Si no es así, la fórmula molecular es un múltiplo entero de la fórmula empírica.

$$F_M = (F_E)n$$

FORMAS DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN

Porcentaje en peso		gr. soluto / 100 gr. disolución	%
Molaridad	M	n° mol soluto / V disolución (L)	mol / L
Molalidad	m	n° mol soluto / m disolvente (Kg.)	mol / Kg.
Fracción molar	X	n° mol sustancia / n° mol total	
Normalidad	N	n° equivalentes soluto / V disolución (L)	eq. / L

$n^{\circ} \text{ eq.} = \text{masa (g) soluto} / \text{peso equivalente}$

$P_{\text{eq}} = M_r / \text{valencia}$

Valencia : en un ácido, n° de hidrógenos que tiene ; para un hidróxido, su número de OH^- ; y para una sal, el n° de cationes (aniones) por la valencia del catión (anión).

$$N = M \cdot \text{valencia}$$

ESTEQUEOMETRÍA

Trata o estudia las relaciones cuantitativas entre las sustancias que intervienen en una reacción química. Las reacciones químicas se representan mediante ecuaciones químicas, las cuales se deben ajustar, tal como indica la ley de conservación de la masa. Tipos de reacciones

- **Descomposición** : $AB \rightarrow A + B$
- **Síntesis** : $X + Y \rightarrow XY$
- **Sustitución** : $X + AB \rightarrow AX + B$
metal + ácido \rightarrow sal + hidrógeno
- **Doble sustitución** : $AX + BY \rightarrow AY + BX$