

Química



Unidades Químicas de Masa

KIBO

Unidades Químicas de Masa (U.Q.M)

Es el conjunto de unidades planteadas con la finalidad de expresar la masa de las sustancias y su relación con el número de partículas contenidas en ella (átomos, iones, moléculas, etc).

El uso de estas unidades y otros términos relacionados se hace necesario porque es imposible determinar en forma directa la masa real de los átomos y las moléculas debido a sus dimensiones muy pequeñas y microscópicas.

Unidad de Masa Atómica (u)

Se define como la doceava parte de la masa de un átomo del isótopo de Carbono – 12, el cual es denominado átomo patrón, ya que es el átomo muy estable y el más abundante de los isótopos del carbono.

$$1 \text{ uma} = \frac{1}{12} (\text{Masa C} - 12)$$

↓
Átomo patrón referencias

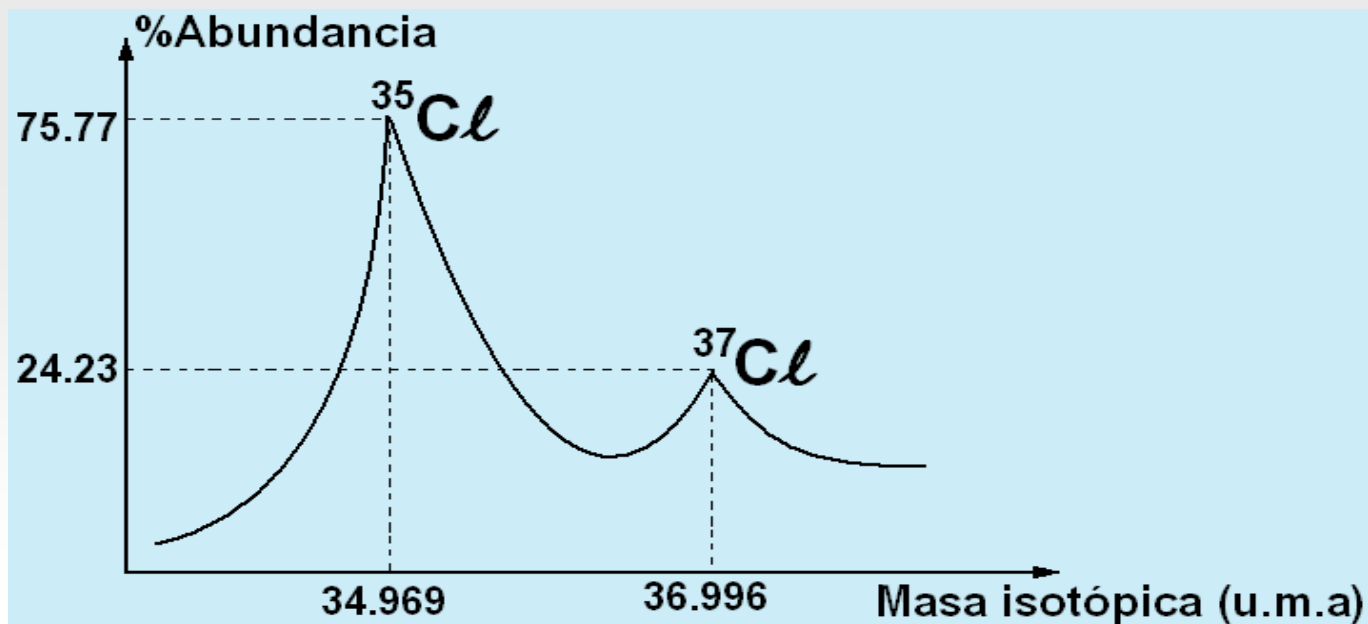
Equivalencia: $1 \text{ uma} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g} = 1,66 \times 10^{-27} \text{ Kg}$

Nota: La uma es la unidad utilizada para determinar la masa atómica promedio de los átomos de un elemento.

Masa Atómica Promedio de un Elemento

Sabemos que un elemento químico es una mezcla de isótopos, la masa atómica promedio de los elementos se calcula como un promedio ponderado de las masas de los isótopos (Masa isotópicas) y de sus correspondientes abundancias reactivas.

Según el espectrómetro de masas:



Isótopo	A	Masa isotópica (uma)	% Abundancia
$^{35}_{17}\text{Cl}$	35	34, 969	75, 77 %
$^{37}_{17}\text{Cl}$	37	36, 996	24,23 %

$$\overline{\text{M.A.}}(\text{Cl}) = \frac{(34,969)(75,77) + (36,996)(24,23)}{100}$$

$$\overline{\text{M.A.}}(\text{Cl}) = 35,453 \text{ uma}$$

Significa: 1 átomo de Cloro (Cl) tiene una masa en promedio 35,453 uma.

Masa Atómica de un Elemento (M.A)

Es la masa relativa de un elemento, que se obtiene comparando la masa atómica promedio de cualquier elemento con respecto a la doceava parte de la masa de un átomo de carbono 12 (uma)

$$M.A.(E) = \frac{\overline{M.A.}(E)}{\frac{1}{12}(\text{Masa C} - 12)} = \frac{\overline{M.A.}(E)}{1 \text{ uma}}$$

- ✓ La masa atómica se encuentra en la tabla periódica y generalmente en un problema es dato.
- ✓ A continuación presentamos algunas masas atómicas aproximadas de los elementos más importantes:

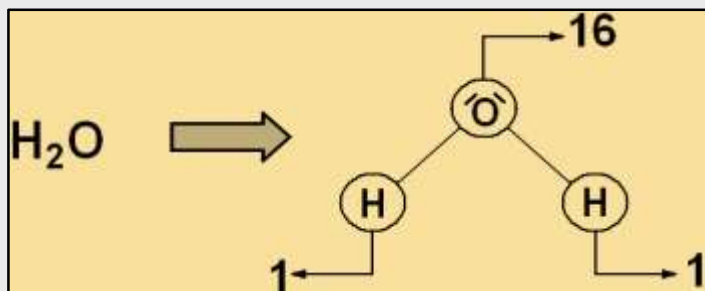
ELEMENTO	H	C	N	O	Na	Al
MASA ATÓMICA	1	12	14	16	23	27

Si	P	S	Cl	K	Ca	Fe
28	31	32	35,5	39	40	56

Masa Molecular ($\bar{M}$)

Se define como la masa relativa de las moléculas de una sustancia. Se puede determinar sumando las masas atómicas relativas de los átomos que constituyen la molécula.

Ejemplo:



$$\therefore \bar{M}_{\text{H}_2\text{O}} = 1(16) + 2(1) = 18$$

En general:

$$\bar{M} = \sum \text{M.A.}(E)$$

Otros ejemplos:

$$\bar{M}_{\text{HNO}_3} = 1(1) + 1(14) + 3(16) = 63$$

$$\bar{M}_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 6(12) + 12(1) + 6(16) = 180$$

$$\bar{M}_{\text{H}_2\text{S}} = 2(1) + 1(32) = 34$$

$$\bar{M}_{\text{N}_2} = 2(14) = 28$$

Nota: Para compuestos iónicos se emplea la masa fórmula (M.F). Los compuestos iónicos no forman moléculas, se representan por su unidad fórmula.

$$MF_{CaCO_3} = 1(40) + 1(12) + 3(16) = 100$$

$$MF_{Fe_2(SO_4)_3} = 2(56) + 3(32) + 12(16) = 400$$

Concepto de Mol

En el sistema S.I. el mol es la cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas y otras partículas) como átomos hay exactamente en 12 gramos del isótopo de Carbono -12. El número real de átomos en 12g de Carbono – 12 se determina experimentalmente. El valor aceptado en la actualidad es:

$$1 \text{ mol} = 6,022045 \cdot 10^{23} \text{ partículas}$$



Este número se denomina número de Avogadro, en honor del científico italiano Amadeo Avogadro. Por lo general, el número de Avogadro se redondea a 6.022×10^{23}

Ejemplo:

- 1 mol de átomos Fe $\leftrightarrow 6,022 \times 10^{23}$ átomos de Fe
- 1 mol de molécula de H_2O $\leftrightarrow 6,022 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O
- 1 mol de electrones $\leftrightarrow 6,022 \times 10^{23}$ electrones

En forma practica:

$$1 \text{ mol de sustancia} = 6 \times 10^{23} \text{ partículas} = 1 N_A \text{ partícula}$$

N_A : Número de Avogadro

Átomo gramo (at-g)

Es aquella cantidad de un elemento, que contiene exactamente 1 mol de átomos y su masa equivale numéricamente a su masa atómica, expresado en gramos

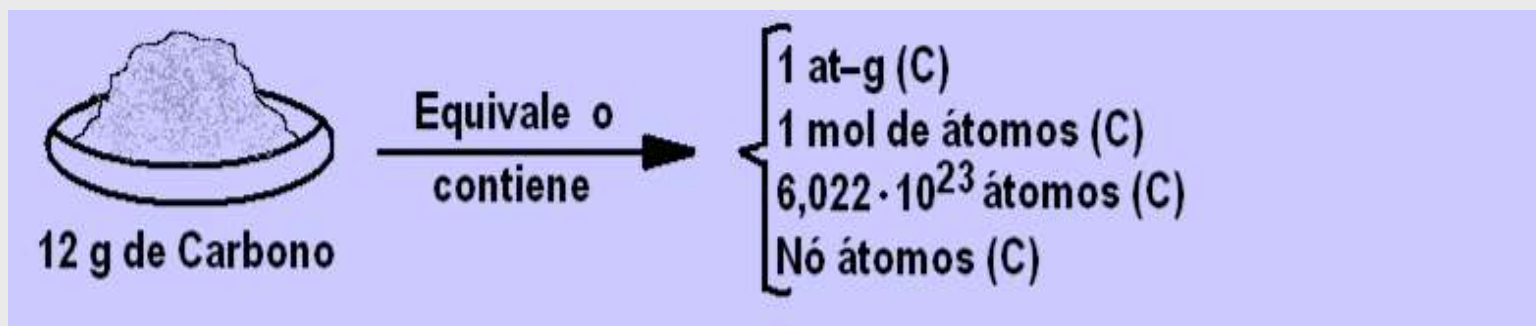
$$1 \text{ at-g (E)} = M.A(E)g = 1\text{mol de átomos (E)} = 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos (E)}$$

E: Elemento químico

Ejemplos:

➤ $1 \text{ at-g (C)} = 12g = 1\text{mol de átomos (C)} = 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos (C)}$

Interpretando:



➤ $1 \text{ at-g (Al)} = 27g = 1\text{mol de átomos (Al)} = 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos (Al)}$

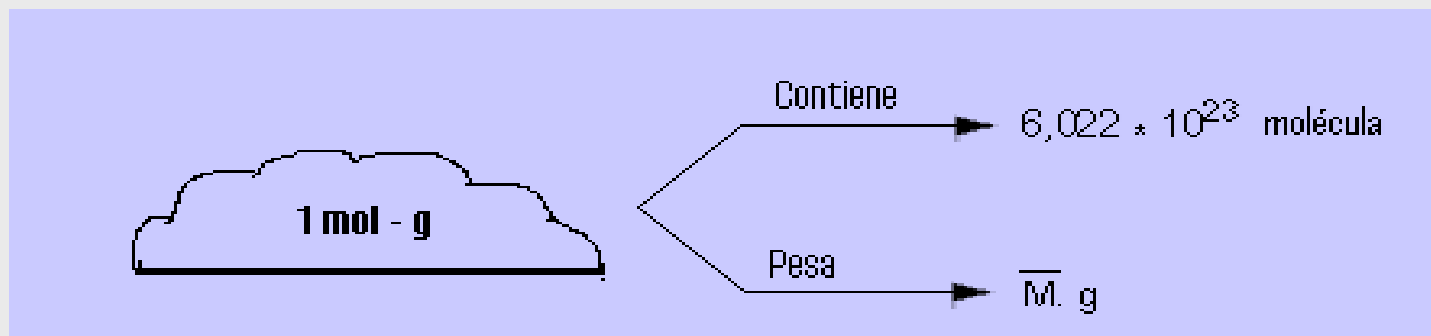
➤ $1 \text{ at-g (S)} = \dots g = 1\text{mol de átomos (S)} = 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos (S)}$

➤ $3 \text{ at-g (Ca)} = \dots g = \dots \text{mol de átomos (Ca)} = \dots \text{ átomos (Ca)}$

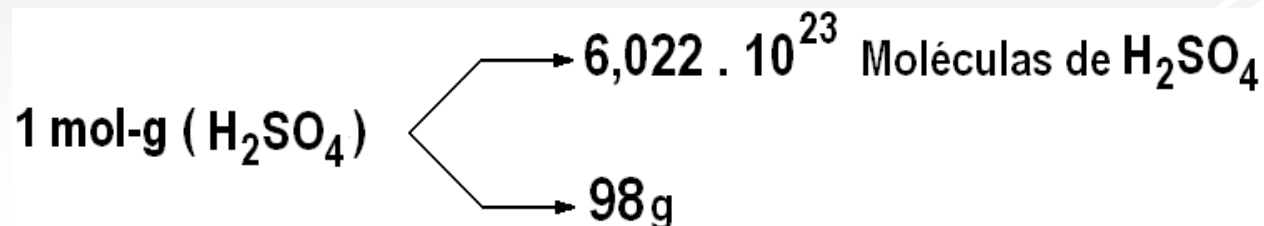
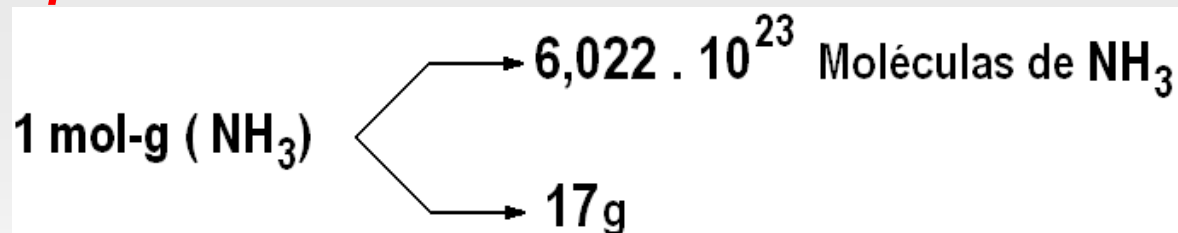
Molécula gramo (mol-g)

Es aquella cantidad de una sustancia covalente, que contiene exactamente 1 mol de moléculas y su masa equivale numéricamente a su masa molecular expresado en gramos.

$$1 \text{ mol-g(sust)} = \bar{M} \text{ (sust)g} = 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas (sust)}$$



Ejemplos:

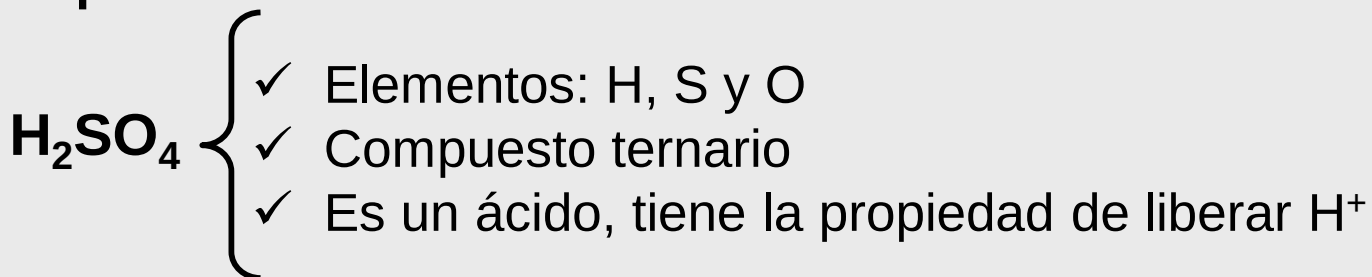


INTERPRETACIÓN DE UNA FÓRMULA QUÍMICA

Toda fórmula química nos brinda información tanto en forma cualitativa como cuantitativa.

- **Información Cualitativa:** Nos da a conocer los elementos que constituyen dicho compuesto y sus características importantes.

Ejemplo:



- **Información Cuantitativa:** Nos da a conocer la cantidad de átomos de los elementos que constituyen un compuesto, esta información puede ser en forma de: #at – g, #mol – g, masa y composición centesimal.

A. Para una molécula:

1 molécula de H_3PO_4	{	☐ 3 átomos "H" ☐ 1 átomo "P" ☐ 4 átomos "O"
Atomicidad = 8 átomos		

A. Para una mol de moléculas:

$(\bar{M} = 98)$	{	☐ 2 at – g (H) = 2g
1 mol – g H_2SO_4		☐ 1 at – g (S) = 32g
		☐ 4 at – g (O) = 64g
		$m_{\text{TOTAL}} = 98 \text{ g}$