

Magnitudes atómico-moleculares

La masa de un átomo depende del número de protones y neutrones que contenga su núcleo. Dicho valor es muy pequeño, y por lo tanto no existe la posibilidad de pesar átomos aislados en una balanza.

En 1961 la IUPAC propuso una unidad de masa atómica tomando como unidad de referencia la doceava parte de la masa del nucleído más abundante del carbono: ^{12}C . Esta unidad se denomina **unidad de masa atómica** y se simboliza **uma** o **u**.

$$1\text{uma (u)} = 1/12 \text{ masa } ^{12}\text{C}$$

La uma, por ser una unidad de masa, tiene su equivalencia en gramos:

$$1\text{u} = 1,661 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Por lo tanto la masa de un átomo de ^{12}C es 12 u y $1,99 \times 10^{-23} \text{ g}$.

El átomo de ^{12}C tiene 12 partículas en el núcleo (6 p^+ y 6 n), y sabiendo que tanto p^+ como n tienen masas similares, cada partícula tendrá un valor de 1 u.

A partir de este último concepto y conociendo el número de partículas nucleares de cualquier átomo, se pueden determinar sus masas atómicas.

$$\text{Así: } \quad {}^{14}_7\text{N} \quad m = 14,0 \text{ u} \quad \quad {}^{23}_{11}\text{Na} \quad m = 23,0 \text{ u}$$

Ahora, será ese, el valor de masa atómica que figura en la Tabla periódica? La respuesta, definitivamente, es no.

La **masa atómica (m)** que figura en la tabla periódica corresponde al promedio de las masas de los isótopos naturales de cada elemento, teniendo en cuenta la abundancia de cada uno en la naturaleza.

$$\overline{m} = \frac{\sum \text{masa atómica cada isótopo} \cdot \% \text{abundancia cada isótopo}}{100}$$

Ejemplo:

$${}^{11}_5\text{B} \quad m = 11,0 \text{ u} \quad \quad \text{Abundancia en la naturaleza} = 80,1 \%$$

$${}^{10}_5\text{B} \quad m = 10,0 \text{ u} \quad \quad \text{Abundancia en la naturaleza} = 19,9 \%$$

$$\overline{m} = \frac{11,0 \text{ u} \cdot 80,1 + 10,0 \text{ u} \cdot 19,9}{100} = 10,8 \text{ u}$$

Número atómico	5	10.811	Masa atómica
	B		Símbolo
	Boro		Nombre del elemento

Para sustancias, la **masa molecular o de la unidad fórmula (m)** se obtiene sumando las masas de sus átomos en u, tantas veces como aparezcan en la fórmula.

Ejemplo:

$$\text{H}_2\text{O} \quad m = 2 \cdot 1,01 \text{ u} + 16,0 \text{ u} = 18,0 \text{ u}$$

$$\text{CaCl}_2 \quad m = 40,1 \text{ u} + 2 \cdot 35,5 \text{ u} = 111 \text{ u} \quad (\text{recordar el uso de 3 cifras significativas})$$

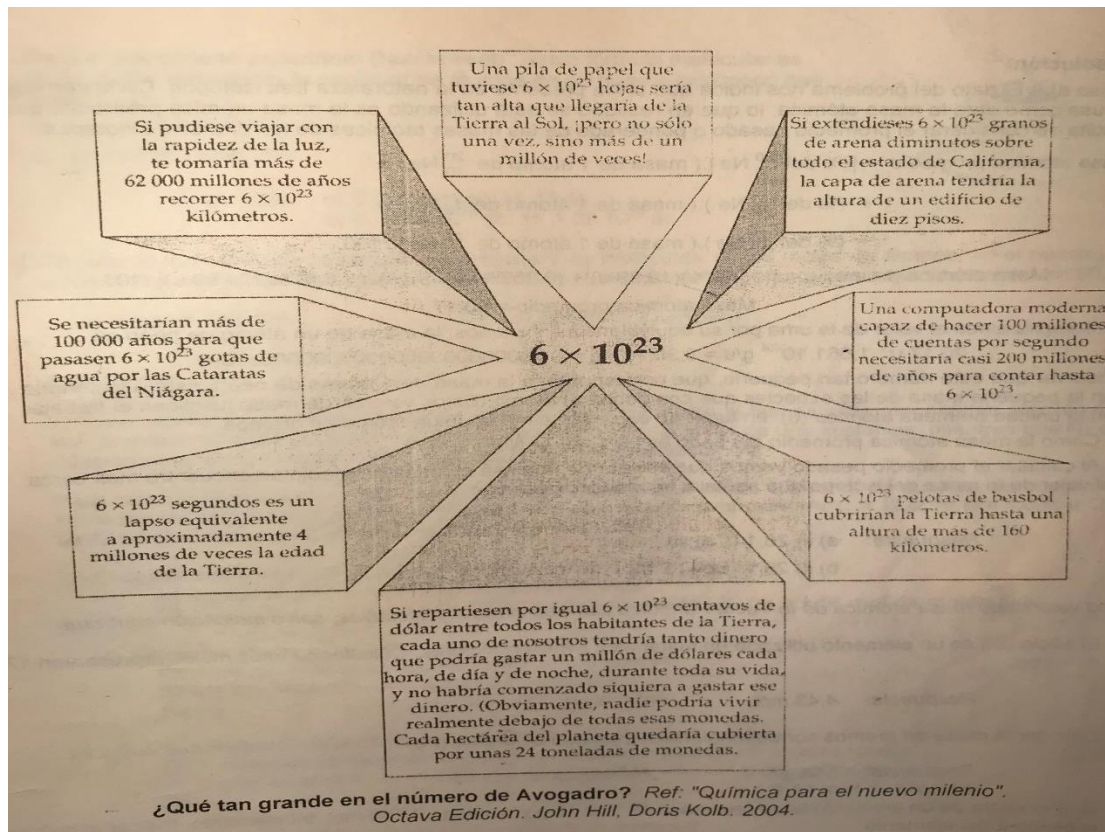
Pensando la Química desde el punto de vista macroscópico, resulta poco útil trabajar con átomos y moléculas independientes, por lo tanto se define una nueva magnitud llamada **cantidad de sustancia** que contiene un número fijo de partículas presentes en una determinada porción de sustancia.

La unidad de cantidad de sustancia se denomina **mol** y se define como cantidad de sustancia que contiene el mismo número de entidades elementales (átomos, moléculas o iones) que el número de átomos de ^{12}C presentes en 12 g.

$$1,99 \times 10^{-23} \text{ g.} \quad \text{—————} \quad 1 \text{ at } ^{12}\text{C}$$

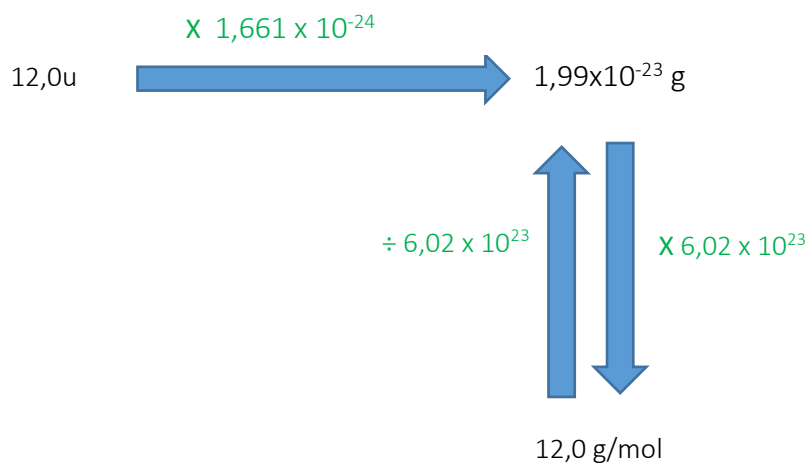
$$12 \text{ g} \quad \text{—————} \quad 6,02 \times 10^{23} \text{ at } ^{12}\text{C}$$

Un **mol** contiene $6,02 \times 10^{23}$ entidades elementales, este número inmenso es una constante universal y recibe el nombre de Número de Avogadro (N_A).



Por lo tanto, en la tabla periódica está informado para el C el valor **12,01**, si corresponde a:

- Masa de 1 solo átomo (masa atómica) $m = 12,0 \text{ u} = 1,99 \times 10^{-23} \text{ g}$
- Masa de $6,02 \times 10^{23}$ átomos (masa de 1mol de átomos o masa molar) $M = 12,0 \text{ g/mol}$
(Usando 3 cifras significativas)



La **masa molar** (M) es la masa expresada en gramos de un mol de partículas y se obtiene expresando en g el valor numérico de su masa atómica o molecular.

Algunos ejemplos:



- a. Masa de 1 molécula $m = m_C + 2m_O = 12,0 \text{ u} + 2 \cdot 16,0 \text{ u} = 44,0 \text{ u}$

$$m = 44,0 \cdot 1,661 \times 10^{-24} = 7,31 \times 10^{-23} \text{ g}$$

- b. Masa de $6,02 \times 10^{23}$ moléculas

$$M = 44,0 \text{ g/mol}$$



- a. Masa de 1 molécula $m = m_N + 3m_H = 14,0 \text{ u} + 3 \cdot 1,01 \text{ u} = 17,0 \text{ u}$

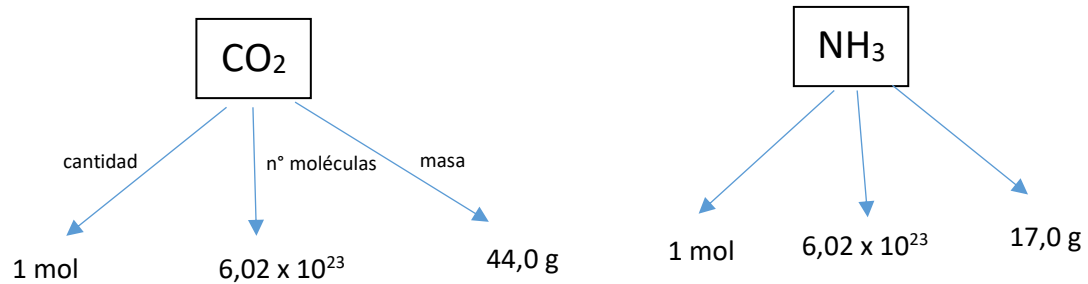
$$m = 17,0 \cdot 1,661 \times 10^{-24} = 2,82 \times 10^{-23} \text{ g}$$

- b. Masa de $6,02 \times 10^{23}$ moléculas

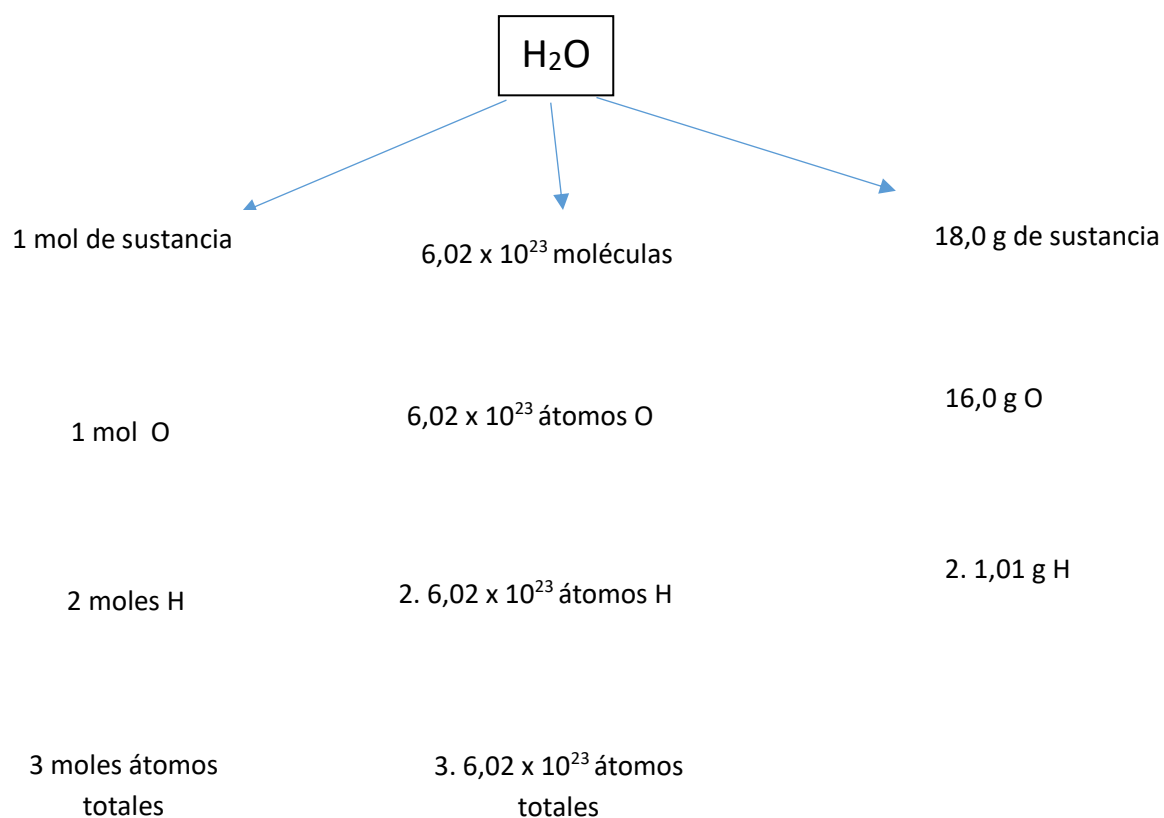
$$M = 17,0 \text{ g/mol}$$

Para distintas sustancias, a igual cantidad (por ejemplo 1 mol) le corresponde el mismo número de partículas ($6,02 \cdot 10^{23}$), pero diferente masa.

Así:



Continuando:



Así, dado un dato, se podrán encontrar cualquiera de los otros parámetros del cuadro usando porporcionalidades directas entre ellos. Por ejemplo:

Masa de H_2O = 50 g 18,0 g _____ 1 mol sustancia

$$50 \text{ g} \text{ ————— } X = 2,78 \text{ mol}$$

O, aplicando fórmula

$$n = \frac{m}{M} \quad n = \frac{50 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 2,78 \text{ mol}$$

$$18,0 \text{ g} \quad \text{—————} \quad 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$
$$50 \text{ g} \quad \text{—————} \quad X = 1,67 \times 10^{24} \text{ moléculas}$$
$$18,0 \text{ g} \quad \text{—————} \quad 2 \text{ mol H}$$
$$50 \text{ g} \quad \text{—————} \quad X = 5,56 \text{ mol H}$$

El **volumen molar** (V_m) es el espacio que ocupa 1 mol de cualquier sustancia.

Conociendo la masa molar (M), que se encuentra en la tabla periódica y la densidad (ρ) de la sustancia, fácilmente se puede calcular el V_m :

$$\rho = \frac{M}{V_m}$$

Las unidades del V_m son $\frac{cm^3}{mol}$, $\frac{dm^3}{mol}$