

Masas atómicas

Mol

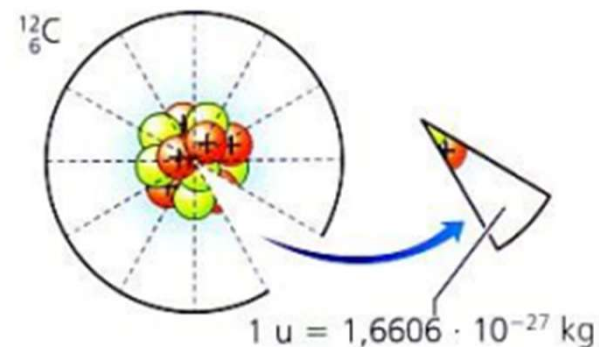
Física y Química

Masas atómicas y masas moleculares



- Los **átomos** son muy pequeños, con masas del orden de 10^{-27} kg. Para trabajar con números sencillos se definió la **unidad de masa atómica (u)**

Átomo	Masa atómica
C	12 u
H	1 u
O	16 u
Ca	40 u



esta unidad es muy pequeña:
 $1 \text{ u} = 0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 001\ 660 \text{ g}$
es imposible poder medirla en el laboratorio

- Las **moléculas** están formadas por átomos. La masa de una molécula es por tanto la suma de las masas de los átomos que la forman y se expresa en “u”

Molécula	Masa molecular
CH_4	$12 + 1 \cdot 4 = 16 \text{ u}$
Ca(OH)_2	$40 + (1 + 16) \cdot 2 = 74 \text{ u}$

Para trabajar en un laboratorio es necesario escoger un número grande de moléculas

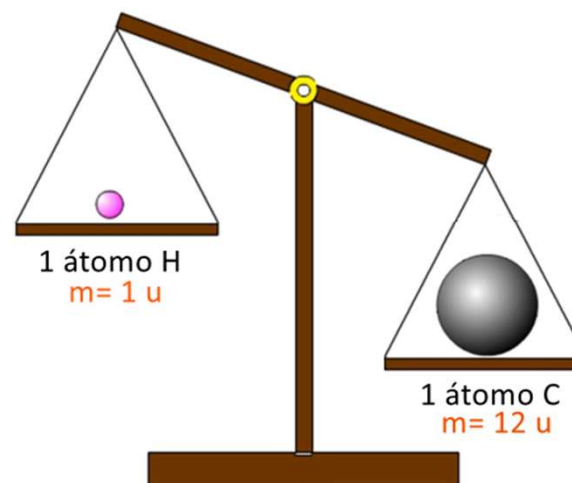
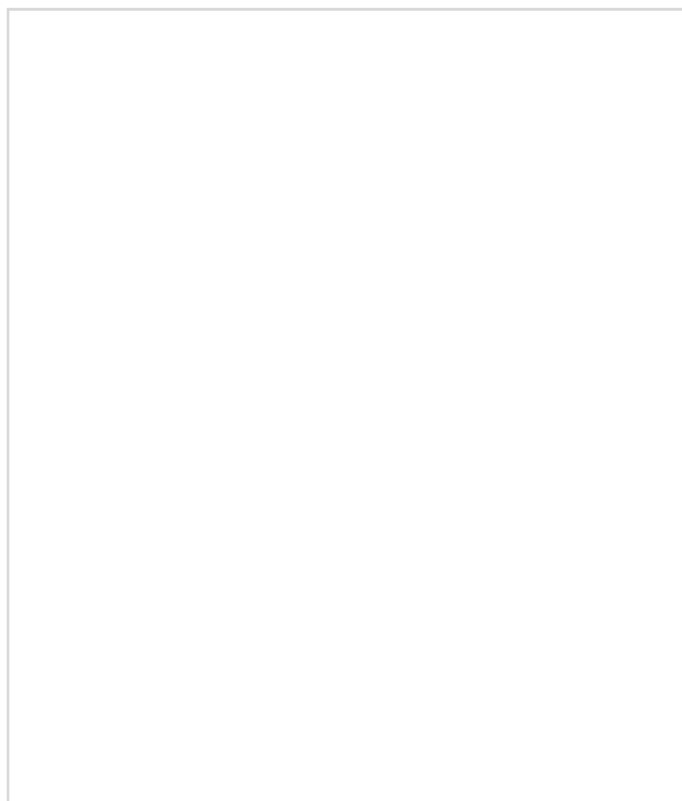
Ejercicios



2 Determina la masa de las siguientes moléculas:

Datos masas atómicas (u): H=1; O=16; C=12;
N=14; S=32; Cl=35,5; Se=79

- a) SO_2
- b) C_4H_{10}
- c) $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$
- d) NH_3
- e) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
- f) O_7Cl_2
- g) H_2Se
- h) $(\text{CH}_3)_3\text{N}$



La cantidad de sustancia



Precisamente porque los átomos son tan pequeños es imposible contarlos o pesarlos.

Se pueden contar los garbanzos en un puñado, es más latoso pero también se pueden contar los granos de arroz en una medida, pero es imposible contar cuántos átomos de plata hay en un lingote o las moléculas de agua que hay en un vaso.



En el laboratorio no podemos contar partículas solo podemos pesar sustancias y medir volúmenes

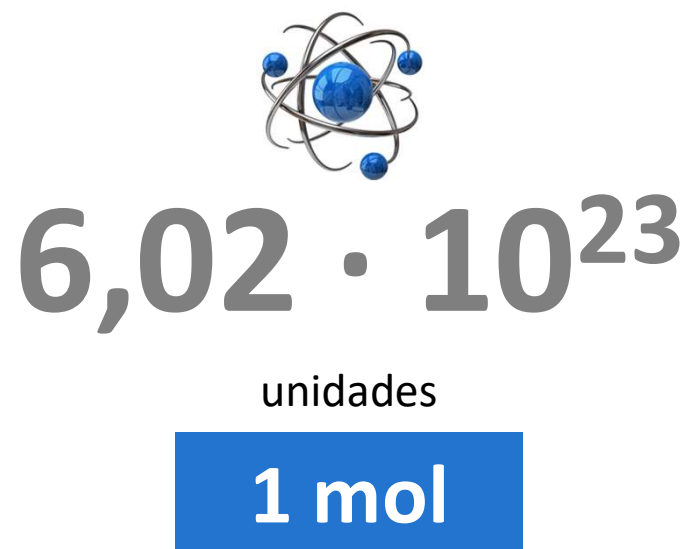
La **cantidad de sustancia** relaciona las *masas de sustancia* que se pueden medir a escala macroscópica con el *número de partículas* que hay en esa cantidad.

El mol



En una reacción conviene conocer cuántas unidades elementales (átomos, moléculas...) de cada sustancia intervienen en ella. Para eso utilizamos la magnitud llamada cantidad de sustancia cuya unidad en el S.I es **el mol**:

Cantidad de sustancia que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ unidades (átomos, moléculas, iones...)
Al número $6,02 \cdot 10^{23}$ se le denomina Número de Avogadro.



El número de Avogadro



Número de Avogadro: $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$

602.300.000.000.000.000.000.000

¿Por qué se elige este número?

Porque es el número de unidades de masa atómica que equivalen a 1 g



1 átomo de C tiene una masa de **12 u**



1 mol de C ($6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de C) tienen una masa de **12 g**

1 átomo de S tiene una masa de **32 u**



1 mol de S ($6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de S) tienen una masa de **32 g**

1 molécula de H₂O tiene una masa de **18 u**



1 mol de H₂O ($6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de H₂O) tienen una masa de **18 g**

El mol



masa = **950 g**



masa = **1600 g**



masa = **130 g**

Hay la **misma cantidad de unidades**, 12 si es una docena o $6,02 \cdot 10^{23}$ si es 1 mol, pero tienen **distinta masa**



$6,02 \cdot 10^{23}$

moléculas de H_2O

masa = **18 g**



$6,02 \cdot 10^{23}$

moléculas de etanol

masa = **46 g**



$6,02 \cdot 10^{23}$

átomos de azufre

masa = **32 g**



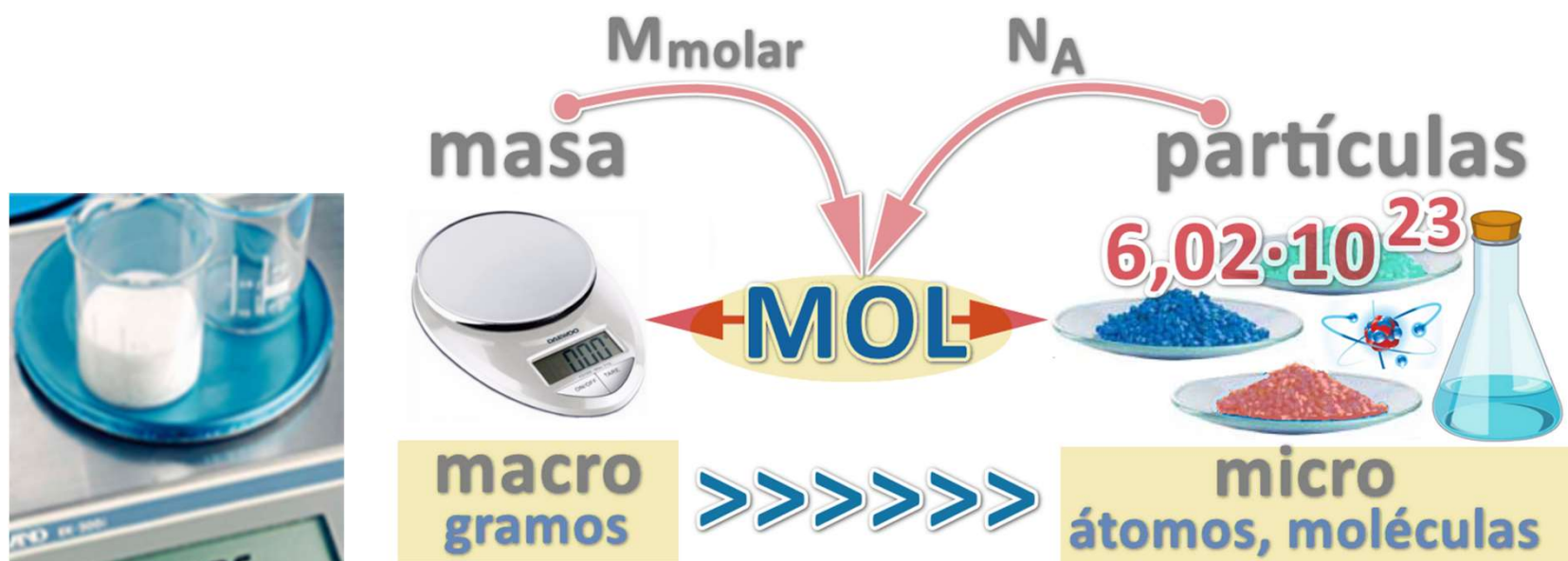
$6,02 \cdot 10^{23}$

átomos de carbono

masa = **12 g**

Cálculos en mol

El **mol** permite una sencilla conexión entre las masas de sustancias que se pueden medir (escala macroscópica), con el número de partículas que hay en esa cantidad (escala atómica) que es lo que interesa saber desde el punto de vista de las reacciones químicas.



¿Cómo hacer los cálculos?



¿cuál es la **masa** en g?

$$M(\text{C}_2\text{H}_6) = 12 \cdot 2 + 1 \cdot 6 = 30$$

$$0,55 \text{ mol C}_2\text{H}_6 \cdot \frac{30 \text{ g}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6} = 16,5 \text{ g}$$

**macro
gramos**



**0,55 mol
de C₂H₆**

¿cuántas **moléculas**?

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$$

$$0,55 \text{ mol C}_2\text{H}_6 \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6} = 3,31 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

**micro
átomos, moléculas**

Halla los mol y el número de moléculas que hay en un sobre de glucosa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ de 6 g.

Datos: masas atómicas (u): C=12; H=1; O=16; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$

Ejercicios



3 Determina los mol que hay en cada una de estas muestras:

- a) 100 g de sacarosa $C_{12}H_{22}O_{11}$
 - b) 75 g de naftaleno $C_{10}H_8$
 - c) 40 mL de benceno C_6H_6 ($d = 0,75 \text{ g/mL}$)
- Datos masas atómicas (u): $H=1$; $O=16$; $C=12$

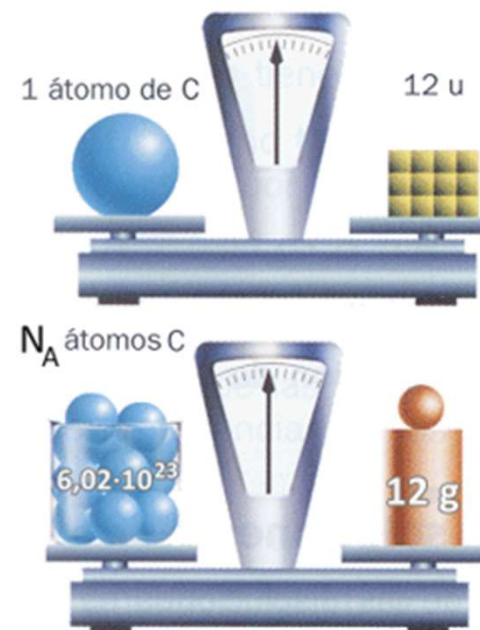
4 Determina en qué muestra hay más átomos:

- a) 278 g de hierro, Fe
- b) 500 g de yodo, I_2
- c) 30 g de cobre, Cu

Datos masas atómicas (u): $Fe = 55,6$; $I = 127$;
 $Cu = 63,5$; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$

5 ¿cuántas moléculas y cuántos átomos hay en un vaso que contiene 150 mL de agua H_2O ($d = 1 \text{ g/mL}$)

Datos masas atómicas (u): $H = 1$; $O = 16$; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$



El nº de moléculas en una gota de agua es aproximadamente 100 mil millones de veces mayor que el nº de personas en la tierra

