

Concepto de mol

“mol”: una de las 7 unidades fundamentales del SI

Es una unidad de cantidad de sustancia.

Se puede hacer analogías: docena indica cantidad 12, millar indica cantidad 1000, mol indica cantidad $6,022 \cdot 10^{23}$

Al número $6,022 \cdot 10^{23}$ se llama Número de Avogadro (N_A)

Un mol de algo es lo mismo que una cantidad N_A de algo

Importante, confusión habitual: un mol **es** una cantidad de sustancia. No confundir con el hecho de que un mol **equivale** a cierto número de gramos de sustancia.



El Número de Avogadro

Escala atómica y macroscópica muy diferentes, relacionarlas

| Escala | Cantidades | Unidades masa | Relación |
|--------------|---------------|----------------------------|--|
| Atómica | átomos | $u=1,66 \cdot 10^{-27}$ kg | $g = N_A \cdot u$ equivale $N_A = g/u$ |
| Macroscópica | mol de átomos | $g=10^{-3}$ kg | |

$N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$; Si hubiera que darle otro nombre “cuatrillón”

Conociendo el valor de u se conoce el valor de N_A

N_A muy grande, u muy pequeño: su producto es 1 gramo.

Puede haber mol de átomos, moléculas, iones, electrones, fotones...



Definición de mol

*-“Cantidad de materia que hay en tantas entidades elementales como átomos hay en 0,012 kg del isótopo carbono 12. **Cuando se usa mol, es necesario especificar las unidades elementales: átomos, moléculas, iones, electrones u otras partículas o grupos específicos de tales partículas.**” (1971)*

-“La cantidad de sustancia que contiene $6,02214 \cdot 10^{23}$ entidades elementales especificadas.” (propuesta 2010)

La definición original confusa, la nueva hace énfasis entre diferencia entre cantidad de sustancia y masa y enlaza con N_A (Número de Avogadro)



Uso de mol

- Nombre mol, símbolo mol: se escribe “8 mol” aunque se lea “8 moles” igual que se escribe “8 m” y no “8 metros”
- Se dice siempre “mol de algo”, no es correcto solamente mol. “8 mol de Na, 2 mol de H₂O ...”
- La cantidad de sustancia, expresada en mol, se suele representar con la letra **n**
- La masa de sustancia, que en química se suele expresar en gramos, se suele representar con la letra **m**
- *No confundir N_A (Número de Avogadro) y Na (sodio)*



Masa fórmula y masa molar

>Se asume conocido concepto de fórmula y u.

Masa fórmula es la suma de las masas atómicas de los átomos de la fórmula. Se expresa en u, aunque se suele omitir asumiendo que es masa relativa a 1 u.

Masa molar (no masa molecular, que solamente aplica a moléculas) es la masa fórmula expresada en g/”mol fórmula”

Se suelen representar con la letra **M**

Ejemplos:

H₂O; masa fórmula=2·1+16=18; masa molar 18 g/mol H₂O

Ca₃N₂; masa fórmula=3·40+2·14=148; masa molar 148 g/mol Ca₃N₂



Composición centesimal

Composición centesimal: % de masa de cada uno de los elementos que forman el compuesto. La masa molar del compuesto es el 100 %, y se puede calcular qué masa relativa supone cada elemento.

Ejemplo con H₂O: Masa molar=18 g/mol H₂O

$$\% \text{ H} = 2/18 = 0,11 = 11 \%$$

$$\% \text{ O} = 16/18 = 0,89 = 89 \%$$

La suma debe dar el 100 %



Cálculos con moles

La expresión más habitual:
$$n = \frac{m}{M}$$

Ejemplos:

83,9 g Fe → $n = 83,9 \text{ g} / (55,9 \text{ g/mol Fe}) = 1,5 \text{ mol Fe}$

87,75 g NaCl → $n = 87,75 \text{ g} / (58,5 \text{ g/mol NaCl}) = 1,5 \text{ mol NaCl}$

27 g H₂O → $n = 27 \text{ g} / (18 \text{ g/mol H}_2\text{O}) = 1,5 \text{ mol H}_2\text{O}$

Todos los moles tienen el mismo nº partículas, pero distinta masa



What is a mole, compundchem, cc-by-nc-sa



Concentración molar: molaridad

Unidad de concentración muy habitual en química

Concentración molar (molaridad): $c=n/V$ (unidades mol/L)

Las unidades mol/L se simbolizan con la letra M y se lee “molar”

Ejemplo: Una disolución de 2 mol de HCl en 1 L de agua es una concentración 2 mol/L ó 2 M

Es habitual tener en el laboratorio reactivos con concentración expresada en molaridad. Sabiendo la concentración y el volumen podemos calcular el número de moles

Ejemplo: 250 cm³ de concentración 2 M de HCl tienen $n=c \cdot V=2 \cdot 0,25=0,5$ mol HCl.



Equivalencia mol y masa

La masa de un mol de sustancia, que es la masa molar, es **equivalente numéricamente** a expresar su masa fórmula en gramos.

Ejemplo: masa fórmula $\text{H}_2\text{O}=18$, 1 mol de $\text{H}_2\text{O}=18$ g.

La equivalencia es muy útil para cálculos, pero es importante no confundir la equivalencia con la definición: un mol de una sustancia no es su masa fórmula expresada en g, es N_A entidades de esa sustancia. El mol es una unidad de cantidad de sustancia, no es una unidad de masa.

Decir una docena sin más no aporta nada: hay que decir de qué, de huevos, de elefantes, ...

Decir un mol sin más no aporta nada: hay que decir de qué, de Fe, de NaCl,

Decir que una docena de huevos (todos idénticos de 50 g) **son** 600 g de huevos no es totalmente correcto: tienen esa masa, pero al usar docena indicamos número de unidades, que es 12.

Decir que un mol de ^{12}C **son** 12 g de ^{12}C no es totalmente correcto: tiene esa masa, pero al usar mol indicamos número de unidades, que es N_A .

