

EL CONCEPTO DE MOL

IES La Magdalena.
Avilés. Asturias

El número $6,02 \cdot 10^{23}$ es muy importante en química. Recibe el nombre de **Número o Constante de Avogadro (N_A)**

Es el número de átomos de C que hay que reunir para que su masa sea igual a 12,0 g (el valor de la masa atómica en gramos). Por tanto:

Masa de 1 átomo de C: 12,0 u

Masa de $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de C: 12,0 g

Comparemos ahora las masas de un átomo de C y uno de H:

Masa de 1 átomo de C : 12 u

Masa de 1 átomo de H: 1 u

Observa que un átomo de H tiene una masa 12 veces inferior a uno de C.

Si ahora tomamos $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de C y el mismo número de átomos de H, resultará que éstos tendrán una masa 12 veces menor:

Masa de $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de C: 12,0 g

Masa de $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de H: 1,0 g

Si repetimos este razonamiento para otros átomos llegaríamos a idénticas conclusiones:

Masa de $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de O: 16,0 g

Masa de $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de N: 14,0 g

Y lo mismo pasaría si extendemos el razonamiento a moléculas:

Masa de $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2O : 18,0 g

Masa de $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO_2 : 44,0 g

Se define el mol como la cantidad de sustancia que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ unidades elementales.

Cuando se usa el mol las unidades elementales deben ser especificadas, pudiendo ser átomos, moléculas, iones...

El mol es la unidad de cantidad de materia del Sistema Internacional de Unidades (S.I.)

La masa de un mol es igual al valor de la masa atómica o molecular en gramos.



Amedeo Avogadro.
Italia (1776-1785)



Josef Loschmidt
Austria (1821-1895)

El primero que calculó el número de moléculas en 1 cm³ de gas ($2,6 \cdot 10^{19}$)



Jean Perrin
Francia (1870 -1942)

El primero en utilizar el término "Número de Avogadro" (1909)

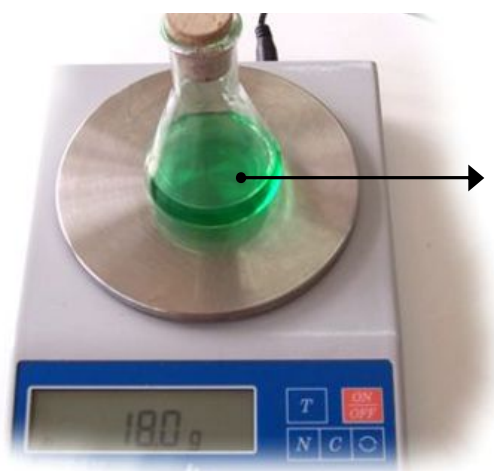
1 mol de (moléculas) de agua...	...es la cantidad de agua...	...que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua...	...su masa es 18,00 g
1 mol de (átomos) de hierro...	...es la cantidad de hierro...	...que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de hierro...	...su masa es 55,85 g
1 mol de (moléculas) de amoníaco...	...es la cantidad de amoníaco...	...que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de amoníaco...	...su masa es 17,00 g



1 mol de (átomos de) cinc

Es una cantidad de cinc, pero no cualquiera, la que contienen $6,02 \cdot 10^{23}$ unidades elementales de cinc. En este caso, átomos. Su masa es 65,5 g.

También podemos decir que si pesamos 65,5 g de cinc, tendremos $6,05 \cdot 10^{23}$ átomos de cinc. A esta cantidad la llamamos un mol de (átomos de) cinc.



1 mol de (moléculas de) agua

Es una cantidad de agua, pero no cualquiera, la que contienen $6,02 \cdot 10^{23}$ unidades elementales de agua. En este caso, moléculas de H_2O . Su masa es 18,0 g.

También podemos decir que si pesamos 18,0 g de agua, tendremos $6,05 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua (H_2O). A esta cantidad la llamamos un mol de (moléculas de) agua.



1 mol de diversas sustancias

De izquierda a derecha: azufre, hierro, cinc y agua.

Un mol, de cualquier sustancia, es una cantidad determinada de esa sustancia, la que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ unidades elementales de la sustancia. A esa cantidad le corresponde una masa: 32,0 g para el azufre; 55,8 g para el hierro; 65,4 g para el cinc o 18,0 g para el agua.

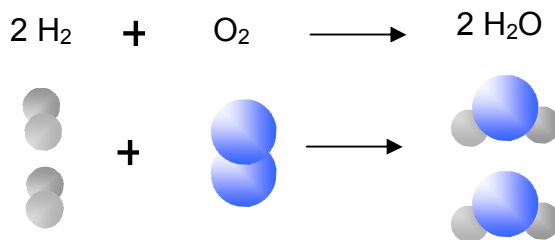
¿Por qué es tan importante el mol?

El mol, tal como se ha dicho más arriba, es una de las unidades fundamentales del Sistema Internacional de Unidades (S.I.) y es, probablemente, la unidad más característica de la Química. **Y es tan útil porque permite "contar" átomos o moléculas determinando la masa de sustancia.**

Esto es básico porque para que las sustancias reaccionen adecuadamente han de estar en determinada proporción.

Ejemplos:

Dos moléculas de hidrógeno (gas) reaccionan con una de oxígeno (gas) para dar una molécula de agua:



Siempre que queramos obtener agua por reacción entre el hidrógeno y el oxígeno deberemos tomar ambos gases en la proporción de doble cantidad de moléculas de hidrógeno que de oxígeno, ¿pero... como "contar" las moléculas"? Para eso utilizamos el concepto de mol:

Un mol de hidrógeno, contiene el mismo número de moléculas de H_2 que tiene un mol de O_2 : $6,02 \cdot 10^{23}$. Por tanto, para que reaccionen en proporción 2:1 tendremos que coger 2 moles de H_2 y 1 mol de O_2 . O lo que es lo mismo 4,0 g de H_2 y 32,0 g de O_2 que se combinarán para dar 2 moles de H_2O (36,0 g).

Si queremos plantear la reacción química siguiente: $\text{S}(\text{s}) + \text{Fe}(\text{s}) \rightarrow \text{FeS}(\text{s})$, tendríamos que garantizar que reaccionen el mismo número de átomos de azufre que de hierro. Pesariamos 32,0 g de azufre (masa de un mol de azufre) y 55,8 g de hierro (masa de un mol de hierro), ya que tanto un mol de hierro como un mol de azufre contienen el mismo número de átomos ($6,02 \cdot 10^{23}$).

Si queremos plantear la reacción: $3 \text{S}(\text{s}) + 2 \text{Fe}(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}_2\text{S}_3(\text{s})$, tendríamos que tener 3 átomos de azufre por cada 2 átomos de hierro. Pesariamos entonces $3 \times 32,0 \text{ g} = 96,0 \text{ g}$ de azufre (masa de tres moles de azufre) y $2 \times 55,8 \text{ g} = 111,6 \text{ g}$ de hierro (masa de dos moles de hierro), ya que según lo dicho, en 3 moles de azufre hay $3 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de azufre y en 2 moles de hierro hay $2 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de hierro.

Ejemplo 1

¿Cuántos moles son:

a) 7,0 g de Na?; b) 20,5 g de H_2O ?; c) 74,8 g de CH_4 ?

Solución:

$$\text{a) } 7,0 \text{ g Na} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}}{23,0 \text{ g Na}} = 0,304 \text{ moles Na}$$

$$\text{b) } 20,5 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} = 1,139 \text{ moles H}_2\text{O}$$

$$\text{c) } 74,8 \text{ g CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16,0 \text{ g CH}_4} = 4,674 \text{ moles CH}_4$$

Ejemplo 2.

Necesitamos tener:

- a) 1,20 moles de Zn.
- b) 0,25 moles de CO_2
- c) 3,40 moles de SO_3

¿Cuántos gramos deberemos pesar de cada sustancia?

Solución:

$$\text{a) } 1,20 \text{ moles Zn} \cdot \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 78,5 \text{ g Zn}$$

$$\text{b) } 0,25 \text{ moles CO}_2 \cdot \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 11,0 \text{ g CO}_2$$

$$\text{c) } 3,40 \text{ moles SO}_3 \cdot \frac{80,0 \text{ g SO}_3}{1 \text{ mol SO}_3} = 272,0 \text{ g SO}_3$$