

La materia está constituida por partículas: átomos o iones, que podemos encontrar formando sustancias elementales o compuestos, por ejemplo, moléculas. El tamaño de los átomos o iones y de las moléculas es muy pequeño, lo que implica que cada vez que manejemos porciones de materia, gramos de cualquier sustancia, tenemos millones de estas unidades fundamentales en nuestras manos. Desde un punto de vista químico nos resultará muy conveniente manejar las cantidades de sustancias conociendo el número de estas unidades estructurales que las forman, es decir, nos interesa saber cuántos átomos, cuantos iones, cuantas moléculas, ... hay en nuestro sistema de trabajo. Una forma muy cómoda de manejar estas cantidades es darle un nombre a un número concreto, y elevado, de ellas, por ejemplo: a cada $6,022 \times 10^{23}$ las vamos a llamar mol: un mol de átomos, un mol de moléculas, un mol de iones... ¿Y por qué cogemos estos grupos de $6,022 \times 10^{23}$ elementos? Porque, como veremos, este número tiene un significado químico muy especial: la masa de un grupo de $6,022 \times 10^{23}$ átomos o moléculas es numéricamente igual a la masa de uno de esos átomos o de una de esas moléculas (uma), pero en unidades de gramos. Es decir: el mol nos proporciona el factor de conversión entre unidades de masa atómica y gramos.

El mol es una forma muy útil, desde el punto de vista químico, de contar las entidades constituyentes de la materia.



El concepto de **mol** lleva implícito dos aspectos fundamentales:

- en primer lugar, y el más importante, se trata de un factor de conversión entre unidades de masa en gramos (g) y unidades de masa atómica (uma).
- por otro lado, cuando hablamos de un mol estamos hablando de un número de unidades, es decir, podemos hablar de un mol de átomos, un mol de iones, un mol de electrones, un mol de moléculas, etc. 1 **mol** de átomos de un elemento concreto contiene exactamente un número de átomos igual al **Número de Avogadro** ($N_A = 6,022 \times 10^{23}$).

Mol:

Definición oficial: Número de átomos que hay exactamente en 12 gramos de carbono-12. En general, es la unidad para la medida de cantidad de sustancia seleccionada por el Sistema Internacional (SI). El número de unidades que representa es el Número de Avogadro (6.022×10^{23}).

Número Avogadro (N_A):

*Número de unidades que hay en un mol.
 $6.02214179 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
 $(\pm 0.00000030 \text{ mol}^{-1})$
 [Valor CODATA 2006].
 Nos aporta el factor de conversión entre cantidad de sustancia y cantidad de masa.*

Cantidad de sustancia

Número de partículas, de entidades químicas, que encontramos en una determinada cantidad de muestra.

Cantidad de masa

Cantidad de materia contenida en una determinada cantidad de muestra.

Conocemos la cantidad de sustancia de una muestra mediante la medida de la cantidad de masa de esa muestra: contamos átomos, iones, moléculas ..., mediante su peso

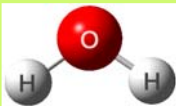
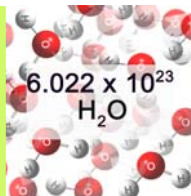
Estos dos aspectos mencionados, implícitos en el concepto de mol, son ambos la consecuencia de conocer cuanto pesa un átomo, o visto de otra forma, cuantas partículas atómicas podemos encontrar en una masa concreta de una muestra. Si pesamos $6,022 \times 10^{23}$ átomos de carbono-12, estos nos pesarán justamente 12 gramos. Si pesamos $6,022 \times 10^{23}$ átomos de hidrógeno-1, pesarán 1 gramo. Si pesamos $6,022 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno-16, pesarán 16 gramos. Es decir, podemos de forma general decir que $6,022 \times 10^{23}$ átomos de cualquier elemento pesan una cantidad en gramos igual en magnitud a la masa atómica de ese elemento (ver ficha: **Átomo-gramo**). De esta forma, se ha elegido este número, N_A , por su importante significado químico: podemos manejar cantidad de partículas (cantidad de sustancia) de una muestra de forma que no tengamos que utilizar cifras tan astronómicas, y que, sobre todo, nos permita conocer el número de estas entidades que existen en una muestra, simplemente pesando, en una balanza, una determinada cantidad de masa.

El Número de Avogadro nos aporta la masa atómica absoluta de los elementos

Sabemos que la masa atómica de los elementos se ha establecido de una forma relativa (ver ficha Átomo): la masa atómica en unidades de masa atómica (uma) expresa la masa de cada uno de los átomos en relación a la de uno de ellos (carbono-12) que se ha tomado como patrón. Ahora, conociendo el número de Avogadro ya podemos hablar en términos absolutos: un átomo de carbono-12, que por definición tiene una masa de 12 uma en la escala relativa de las masa atómicas, en nuestra escala más cotidiana (gramos) tendrá una masa de 12 g/N_A. (si 12 gramos de una muestra de carbono-12 contiene N_A átomos, cada átomo pesará: 12 g/N_A). De forma general podremos decir que 1 átomo de cualquier tipo pesa M_A(gr)/N_A.

El concepto de mol no sólo lo podemos aplicar al átomo: podemos hablar de moles de iones, moles de electrones, moles de moléculas... en definitiva el mol es una cantidad (6.022 x 10²³) de partículas o unidades estructurales

Todo lo que hemos visto desarrollando el concepto de mol de átomos es fácilmente extensible al resto de las partículas que estructuran la materia. Por ejemplo: nos fijamos en una molécula de agua: está formada por 1 átomo de oxígeno y 2 átomos de hidrógeno. Su masa molecular será (aproximadamente) = 16 + (2x1) = 18 uma). Si consideramos un mol de moléculas tendremos 1 mol de átomos de oxígeno y 2 moles de átomos de Hidrógeno. La masa de un mol de moléculas de agua será, por tanto: 16 + (2x1) = 18 gramos.

			
Molécula: H₂O formada por:	Masa atómica total (Nº átomos x M _A)	Mol de moléculas de H ₂ O contendrá:	Masa de un mol (M _A expresada en gramos)
1 átomo de O (M _A = 16)	1 x 16 = 16 uma	1 mol de átomos de O	1 x 16 = 16 g
2 átomo de H (M _A = 1)	2 x 1 = 2 uma	2 moles de átomos de H (M _A = 1)	2 x 1 = 2 g
Masa molecular	18 uma	Masa de un mol de H ₂ O	18 g

Como extensión al planteamiento que hacíamos para los átomos, podemos deducir fácilmente que una molécula pesará, en términos absolutos su peso molecular, expresado en gramos, dividido por el número de Avogadro: pM(gr)/N_A.

Masa molar y Volumen molar

Hemos venido calculando la masa de un mol de átomos, de un mol de moléculas... En general, nos referimos a la masa de un mol de cualquier entidad como la **masa molar**. Analizando el concepto de masa molar nos podemos dar cuenta que éste implica un puente directo entre moles y gramos. Por ejemplo, el carbono-12 tiene, por definición, una masa molar de exactamente 12 g/mol, el agua tendrá una masa molar de 18 g/mol,... luego el número de moles (n) que hay en una determinada cantidad de masa será:

$$n^{\circ} \text{ moles} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar (g/mol)}}$$

Igualmente, hablamos de **volumen molar** para referirnos al volumen que ocupa un mol, sea éste de lo que sea. El término volumen molar normal es el volumen que ocupa un mol en unas condiciones determinadas de presión y temperatura, en condiciones normales: p= 1 atmósfera y T= 0°C ó 273,15 K. Uno de los grandes descubrimientos que llevó a sentar las bases de la Química como Ciencia y poder establecer la existencia de moléculas fue encontrar que bajo las mismas condiciones de temperatura y presión un mol de cualquier gas ocupaba un mismo volumen. En concreto, el volumen molar normal de cualquier gas es 22,4 L.

Masa atómica absoluta de un elemento:

Masa promedio de un átomo de ese elemento. Se corresponde con el valor numérico de la masa atómica relativa de ese elemento, expresada en gramos, dividida por el Número de Avogadro (6.022 x 10²³).

Masa molecular absoluta:

Masa de una molécula. Se corresponde con el valor numérico de la masa molecular "relativa" de esa molécula, expresada en gramos, dividida por el Número de Avogadro (6.022 x 10²³).

Masa molar:

Masa de un mol de sustancia (puede ser un mol de átomos, si se trata de una sustancia elemental, un mol de moléculas, ...

Volumen molar:

Volumen ocupado por un mol de sustancia (puede ser un mol de átomos, si se trata de una sustancia elemental, un mol de moléculas, ...

Volumen molar normal:

Volumen ocupado por un mol de sustancia en condiciones normales (p= 1 atm. y T^a= 0 °C).

Número de moles (n) que hay en una determinada cantidad de masa será:

$$n^{\circ} \text{ moles} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar (g/mol)}}$$

Otros conceptos relacionados que conviene recordar/consultar

Átomo y átomo-gramo. Ver ficha: [Átomo gramo](#)
 Molécula. Ver ficha [Molécula y otras posibilidades](#)

Ejemplo

En cual de las siguientes cantidades hay mayor y menor cantidad de átomos de oxígeno:
 a) 32 gramos de O_2 ; b) 32 gramos de ozono O_3 ; c) 1 mol de O_3 ; d) 1 mol de O_3 ; e) 1 L de agua pura a $25^\circ C$; e) 20 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$).
 Consideramos: Densidad del agua ($25^\circ C$) = 1 g/mL; Masa atómica O = 16; Masa atómica H = 1; Masa atómica C = 12.

Solución:

a) 32 gramos de O_2

1 mol de átomos de oxígeno pesa 16 gr; luego 32 gramos de oxígeno equivalen a 2 moles de átomos de oxígeno, es decir habrá:

$$2 \times 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de oxígeno.}$$

b) 32 gramos de O_3

Igual que en el apartado anterior. Es decir:

1 mol de átomos de oxígeno pesa 16 gr; luego 32 gramos de oxígeno equivalen a 2 moles de átomos de oxígeno, es decir habrá:

$$2 \times 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de oxígeno.}$$

c) 1 mol de O_2

En 1 mol de O_2 habrá 2 moles de átomos de oxígeno, es decir habrá:

$$2 \times 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de oxígeno.}$$

d) 1 mol de O_3

En 1 mol de O_3 habrá 3 moles de átomos de oxígeno, es decir habrá:

$$3 \times 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de oxígeno.}$$

e) 1 L de agua pura a $25^\circ C$

Sabiendo que hay:

en cada mililitro de H_2O hay 1 gramo de H_2O (densidad del agua = 1g/mL),
 en 1 L (10^3 mL) tendremos 10^3 gramos de H_2O .

El peso molecular del agua es $(2 \times 1) + 16 = 18$ (Ver ficha [Molécula y otras posibilidades](#));
 luego:

18 gramos de H_2O contienen 1 mol de moléculas de H_2O , por tanto en
 10^3 gramos de H_2O tendremos 10^3 g/18 g = 55,56 moles de moléculas de agua.

Como en cada molécula de H_2O tenemos 1 átomo de oxígeno

en 55,56 moles de H_2O habrá **55,56 moles de átomos de oxígeno**, es decir tendremos:
 $55,56 \times 6,022 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno.

f) 20 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$)

Peso molecular de la glucosa ($C_6H_{12}O_6$) (**Ver ficha [Molécula y otras posibilidades](#)**):
 $(6 \times 12) + (12 \times 1) + (6 \times 16) = 180$; luego:

180 gramos de $C_6H_{12}O_6$ contienen 1 mol de $C_6H_{12}O_6$, por tanto en
20 gramos de $C_6H_{12}O_6$ tendremos $20 \text{ g} / 180 \text{ g} = 0,1$ mol de $C_6H_{12}O_6$

Como en cada molécula de $C_6H_{12}O_6$ tenemos 6 átomos de oxígeno
en 0,1 mol de $C_6H_{12}O_6$ habrá $0,1 \times 6 = 0,6$ moles de átomos de oxígeno, es decir
tendremos:

$0,6 \times 6,022 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno

Concluimos que, de todas estas cantidades, habrá mayor número de átomos de oxígeno en 1L de agua y menos en 20 g de glucosa.

Ejercicio de autoevaluación

Vamos a llevar a cabo una reacción en la que necesitamos poner en contacto cantidades equimolares de hidróxido sódico (NaOH) y de ácido clorhídrico (HCl):

- Si queremos tener en el medio de reacción 0,045 moles de NaOH ¿cuántos gramos tenemos que pesar de NaOH?
- Considerando que disponemos de una disolución de ácido clorhídrico comercial que tiene una densidad de 1,18 g/mL a 20 °C, y una riqueza en masa (% m/m) del 37 % (**ver ficha [Disoluciones](#)**), que volumen de HCl deberemos añadir?

Consideramos las masas atómicas del Na= 23; del Cl= 35,5; del O=16; del H=1.

Solución: a) Necesitaremos tener 1,8 gramos de NaOH; b) en 3,76 mL de esa disolución tendremos 1,64 gr de HCl, que es la cantidad que necesitamos para que haya 0,045 moles de HCl.