

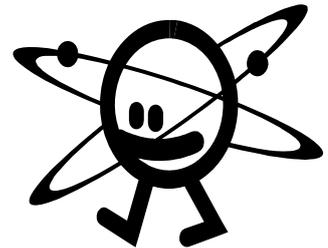


Concepto de mol

Concepto de mol. Número de Avogadro

La masa de los átomos es muy pequeña. Si se toma como ejemplo el átomo de calcio, cuyo radio es de $2 \cdot 10^{-8}$ cm, para completar una distancia de un centímetro habría que colocar en fila unos 50.000.000 de átomos.

Esto hace que sea imposible pesar los átomos de forma individual, pues la porción más pequeña que puede obtenerse en un laboratorio contiene un número muy grande de átomos. Por esto, en cualquier situación real hay que manejar cantidades enormes de átomos, lo que hace necesario disponer de una unidad para describirlas de forma adecuada.



Concepto de mol: Definición 1

La unidad empleada por los químicos para expresar el peso de los átomos es el equivalente a un número muy grande de partículas y recibe el nombre de **mol**.

De acuerdo con el **Sistema Internacional**, el mol se define como la **cantidad de sustancia** que contiene tantas entidades (átomos, moléculas, iones) como el número de átomos existentes en 0,012 Kg de carbono-12 puro.



Concepto de mol: Definición 2

Numerosos experimentos han llevado a los químicos a deducir que:

$$1 \text{ mol} = 6,022045 \cdot 10^{23} \text{ partículas}$$

Esa cantidad, que suele redondearse a $6,02 \cdot 10^{23}$, se denomina **constante o número de Avogadro**, en honor al científico italiano Amedeo Avogadro (1776-1856).

Este número es tan impresionante:

602.000.000.000.000.000.000

¿Te haces una idea la grandiosidad de ese número?

Yo creo que ni te lo imaginas

Para comprender su magnitud haremos una serie de comparaciones:

- El número de bolas de 15 cm de diámetro que podrían obtenerse a partir del globo terrestre sería aproximadamente igual al número de Avogadro.
- Un número de libros igual al número de Avogadro, repartido entre 40 millones de españoles, haría corresponder a cada español $1,5 \times 10^{16}$ libros. Repartido entre todos los habitantes de la Tierra (unos 5.000 millones), tocaríamos a $1,2 \times 10^{14}$ libros.
- Con un mol de granitos de arroz podríamos cubrir la superficie total de la tierra hasta una altura aproximada de 4 metros.



Este concepto de mol es mucho más amplio, y lo importante es que hace referencia a un número determinado de partículas o entidades. Es, pues, una cantidad de unidades, y lo mismo que nos referimos a una docena de huevos (12 huevos), una decena de lápices (10 lápices), etc., podríamos referirnos a un mol de huevos o de lápices:

El mol no es una unidad de masa sino de cantidad de sustancia

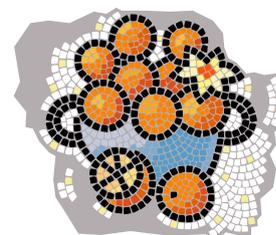
1 mol de naranjas son $6,02 \cdot 10^{23}$ naranjas

1 mol de coches son $6,02 \cdot 10^{23}$ coches

1 mol átomos de hierro son $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de hierro

1 mol moléculas de agua son $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua

1 mol de cualquier sustancia son $6,02 \cdot 10^{23}$ unidades elementales de dicha sustancia



Concepto de mol: Reflexión 1

En un mol de coches, ¿Cuántos moles de volantes hay? ¿y de ruedas?

¿y de ventanillas?

En un mol de moléculas de agua (H_2O) ¿Cuántos moles de átomos de hidrógeno habrá? ¿y de átomos de Oxígeno?

Concepto de mol: Reflexión 2

1 mol de naranjas ¿Pesará siempre lo mismo? ¿y un mol de cerezas?

La respuesta, evidentemente, es que no, ya que las naranjas son distintas unas de otras y cada una de ellas tiene una masa diferente.

Pero si consideramos que todos los átomos de un mismo elemento son iguales, un mol de átomos de Fe, ¿pesará siempre lo mismo?

El mol y las masas atómicas

Cualquier tipo de átomo o molécula tiene una masa característica y definida. Como el mol se define como el número de átomos que hay en 0,012 kg (12 g) de carbono-12, se entiende que la masa en gramos de un mol de átomos de un elemento es numéricamente igual al peso atómico, en unidades de masa atómica de dicho elemento. En la tabla siguiente se ilustra esta teoría con ejemplos:

Elemento	Masa atómica	Masa muestra	Contiene
Aluminio (Al)	26,98	26,98 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de aluminio o un mol de átomos de aluminio
Hierro (Fe)	55,85	55,85 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de hierro o un mol de átomos de hierro
Oro (Au)	196,97	196,97 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de oro o un mol de átomos de oro

El mol y las masas moleculares

La masa molecular de una sustancia es la suma de las masas atómicas de los elementos que intervienen en la fórmula, multiplicados cada uno por el número de veces en que se encuentra. La masa en gramos de un mol de moléculas es numéricamente igual a esa masa fórmula. En la tabla adjunta se exponen algunos ejemplos:

Compuesto	Masa molar	Contiene
Agua (H ₂ O)	18,0 g	6,022·10 ²³ moléculas de agua 6,022·10 ²³ átomos de oxígeno 12,044·10 ²³ átomos de hidrógeno
Dióxido de azufre (SO ₂)	80,06 g	6,022·10 ²³ moléculas de trióxido de azufre 6,022·10 ²³ átomos de azufre 12,044·10 ²³ átomos de oxígeno
Tricloruro de hierro (FeCl ₃)	162,3 g	6,022·10 ²³ moléculas de tricloruro de hierro 6,022·10 ²³ átomos de hierro 18,066·10 ²³ átomos de cloro

Concepto de mol: Definición 3

Un mol de cualquier sustancia química es una cantidad de gramos de dicha sustancia igual a su peso atómico (si se trata de un elemento) o molecular (si se trata de una molécula). Por lo que podemos deducir que:

$$n^{\circ} \text{ de moles} = n = \frac{\text{gramos de dicha sustancia}}{\text{masa atómica o molecular}}$$

$$n = \frac{\text{gramos}}{M_r}$$

por ejemplo:

1 mol de agua tiene una masa igual a su peso molecular expresado en gramos, es decir, 18 gramos. Si tenemos 90 gramos de agua, ¿Cuántos moles de agua son?

$$n = \frac{\text{gramos}}{M_r} = \frac{90}{18} = 5 \text{ moles de } H_2O$$

Concepto de mol: Resumen

Definición 1

Mol es la cantidad de materia que contiene un número de entidades igual al número de átomos contenidos en 12 g de carbono-12.

Definición 2

Mol es la cantidad de materia que contiene el número de Avogadro, N , de partículas unitarias o entidades fundamentales (ya sean éstas moléculas, átomos, iones, electrones, etc.).

Definición 3

La masa de un mol de cualquier sustancia es el número de gramos de esa sustancia igual en valor a su masa molecular. A esta masa se la denomina **Masa molar** y se mide en g/mol.

Concepto de mol: Ejercicio 1

Vamos a ver si has entendido bien el concepto de mol con el siguiente ejercicio:

Tenemos 6 moles de ácido sulfúrico (H_2SO_4). Conociendo los pesos atómicos de los elementos que lo constituyen, completa la siguiente tabla:

Fórmula	M_r	moles	gramos	partículas	%
H_2SO_4		6			
H	1				
S	32				
O	16				
Total					

Concepto de mol: Ejercicio 2

Tenemos 1168 gramos de carbonato férrico ($\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$). Conociendo los pesos atómicos de los elementos que lo constituyen, completa la siguiente tabla:

Fórmula	M_r	moles	gramos	partículas	%
$\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$			1168		
Fe	56				
C	12				
O	16				
Total					