

MOL

Para poder entender bien lo **que es un Mol** debemos entender perfectamente lo **que es un átomo** o una **molécula**, y saber cómo se miden sus masas (**masa molecular** para la molécula o **masa atómica** para el átomo), ya que el concepto de Mol no es algo fácil de explicar o de entender pero verás cómo en este artículo de hoy te va a resultar más fácil de lo que crees.

El término Mol revolucionó el mundo de la química. Ya sabemos que el átomo es la unidad más pequeña de un elemento químico y una molécula es la unión de varios átomos. Pero...

¿QUE ES UN MOL?

El mol es un término que se utiliza para medir en unidades que conocemos, como el gramo, cualquier peso de cualquier sustancia. Es decir, si pesamos cualquier sustancia podemos saber cuántos átomos y moléculas contiene dicha sustancia. Con lo cual un mol de cualquier sustancia nos revelará cuántas moléculas y átomos contiene dicha sustancia. Si la sustancia está formada toda ella por átomos, el mol nos revelará el número de átomos, si la sustancia está formada por moléculas (por ejemplo agua H₂O) el mol nos dirá cuántas moléculas de esa sustancia tenemos.

Aquí es donde entra en juego el famoso concepto "Número de Avogadro". El Número de Avogadro es nada más y nada menos que 600 mil trillones, es decir, expresado en número es la friolera de:

$$602,200.000,000.000,000,000 = 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas o átomos}$$

Pues bien, cualquier mol de cualquier sustancia contiene $6,022 \times 10^{23}$ moléculas o átomos de esa sustancia.

Por ejemplo, un mol de agua sería tener el número de Avogadro de moléculas de agua. Veamos un ejemplo... que siempre es más fácil:

¿CÓMO SE CALCULA UN MOL DE UNA SUSTANCIA?

Tenemos como sustancia el agua y además sabemos que un 200 ml de agua son 200 gramos de agua. Como bien sabrás, la fórmula de la molécula de agua es H₂O, es decir, cada molécula de agua contiene 2 átomos de Hidrógeno y 1 átomo de oxígeno.

Teniendo en cuenta lo que hemos definido como número de Avogadro, tendremos que:

En un mol de agua tendremos:

$$2 \times (6,022 \times 10^{23}) \text{ átomos de hidrógeno} + 1 \times (6,022 \times 10^{23}) \text{ átomos de oxígeno.}$$

Para poder calcular un mol de cualquier sustancia debemos primero conocer la masa atómica (si hablamos de átomos) o la masa molecular (si hablamos de moléculas o compuestos).

El Mol se calcula en gramos, es decir, cualquier mol de cualquier sustancia vendrá dado en gramos. Para ello deberemos utilizar factores de conversión y pasar la masa molecular o la masa atómica a gramos, para cambiar de unidades.

Con esta fórmula lo conseguimos:

$$n = \frac{m}{PM \text{ ó } PA}$$

m = será la masa en gramos de cualquier sustancia

n = Número ó cantidad de Mol (la magnitud que queremos determinar)

PM = Peso molecular de la sustancia (Es decir la sumatoria de los pesos atómicos de todos los átomos que constituyen su fórmula química).

PA = Peso atómico (en las tablas periódicas se reporta como masa atómica)

Sabiendo que la masa molecular (Peso Molecular) del agua es 18 gramos (H: 2(1) + O: 1(16)) y queremos saber cuántos moles de agua son 200 gramos de agua, tendremos (por la fórmula anterior):

$$n = 200 \text{ g} / 18 \text{ g/mol} = 11.11 \text{ mol}$$

Así pues podemos decir que 200 gramos de agua (H₂O) son 11.11 Moles de agua (H₂O).

Sabiendo y entendiendo esto podrás calcular los moles de cualquier sustancia (átomo, molécula, etc....).

Vamos a hacer otro ejemplo para que nos quede claro. Queremos calcular cuántos moles de CO₂ (dióxido de carbono) hay en 200 gramos de CO₂:

Los datos que tenemos que saber son que la masa molecular en gramos del CO₂ es 44 gr.

Elemento	Cantidad de átomos en la fórmula	Masa Atómica	Total
C	1	12	12
O	2	16	32
Peso Molecular			44

Entonces tendremos:

$$n = 200 \text{ g} / 44 \text{ g/mol} = 4.55 \text{ mol}$$

Así podemos decir que 200 gramos de CO₂ son 4.55 moles de CO₂.

Si quisiéramos calcularlo a la inversa sería muy fácil, es decir, si queremos saber cuántos gramos contienen 4,54 moles de CO₂ sólo tenemos despejar la fórmula:

$$n = \frac{m}{PM \text{ ó } PA}$$

$$m = n (PA \text{ ó } PM)$$

El número de Avogadro ($N_A = 6,022 \times 10^{23}$ moléculas o átomos) nos servirá siempre para calcular el número de moléculas de una sustancia.

Es decir, si queremos saber cuántas moléculas de CO₂ hay en 200 gramos de CO₂ o lo que es lo mismo en 4,54 moles de CO₂ tendríamos:

Calcular Moléculas o átomos (a cualquiera de ellas le podríamos llamar partículas para abarcar a ambas y también a los iones)

$$Partículas = N_A (n)$$

Donde:

N_A = Número de Avogadro (6.02×10^{23} partículas/Mol)

n = Cantidad de moles

$$\text{Moléculas} = 6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol} (4.54 \text{ mol}) = 2.73 \times 10^{24}$$

Toda mol de un gas en condiciones normales de temperatura y presión (CNTP) presenta un volumen llamado volumen molar, el cual es igual a 22.4 litros, con este dato podemos calcular el volumen que ocuparían los 200 g de CO₂, en CNTP (1 atm y 0°C)

$$Vm = n \left(22.4 \frac{l}{mol} \right)$$

En donde:

V_m = Volumen Molar

n = Número de moles

Si en 200 g de CO₂ están contenidas 4.54 mol del gas, ¿Qué volumen ocupa el mismo en CNTP?

Fórmula

$$Vm = n \left(22.4 \frac{l}{mol} \right)$$

Datos:

n = 4.54 mol de CO₂

Despeje:

$$Vm = 4.54 \text{ mol de CO}_2 (22.4 \text{ l/mol de CO}_2) = 101.69 \text{ l}$$

EJERCICIOS

Complementa la siguiente tabla calculando los datos que se te piden:

Fórmula	Masa en g	Peso atómico o molecular	Número de moles (n)	Número de partículas átomos o moléculas	Volumen molar
CaF ₂	100 g				
Cl ₂	150 g				
NH ₄	200 g				
CH ₃ -CH ₃	250 g				
C ₃ H ₆ O	300 g				