



Educación Media General



Ministerio
del Poder Popular
para la **Educación**
Inclusión y Calidad



25 de octubre de 2021

Docente:

Fernando Salazar

4to Año

Secciones: “A” y “B”

Área de formación: Química



Tema Indispensable

Ciencia, tecnología e innovación.



Tema Generador

Todos a producir por nuestra Venezuela soberana.



Referentes Teóricos-Prácticos

Moles y moléculas.

Masa atómica.

Masa molecular.

Masa molar.

Volumen molar.



Desarrollo del Tema

El Mol

La química estudia la materia, la cual está constituida por partículas tan pequeñas que no pueden ser vistas. Debido a que la mayor parte del trabajo que el químico hace es cuantitativo, debe ser capaz de contar las partículas de materia (**iones, átomos, y moléculas, entre otras**) sin importar cuán infinitamente pequeñas sean.



El químico necesita una unidad para contar las partículas materiales, de tal manera que el conjunto de partículas que conforme esa unidad sea lo suficientemente grande como para poder ser visto y manipulado convenientemente. Esta unidad de conteo es el **mol**.

La palabra mol parece haber sido introducida por Wilhelm Ostwal (1896), que la tomó de la palabra latina “**mole**” que significa “**pila**” o “**lote**”. Un mol es una “gran pila” o “aglomeración” de partículas materiales (iones, átomos, moléculas) que puede ser descrita de la siguiente manera:

Un mol contiene un número fijo de partículas: **$6,02 \times 10^{23}$ (número de Avogadro)**, ya sean iones, átomos, moléculas, electrones; cualquiera que sea la sustancia o su composición.

Ejemplo:

1 mol de hierro (Fe) = $6,02 \times 10^{23}$ átomos de Fe.

1 mol de moléculas de O_2 = $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de O_2 .

1 mol de iones cloruro Cl^- = $6,02 \times 10^{23}$ iones Cl^-

1 mol de electrones (e^-) = $6,02 \times 10^{23}$ e^-

El número de moles de una sustancia se calcula mediante la siguiente ecuación:



Educación Media General



Ministerio
del Poder Popular
para la Educación
Inclusión y Calidad



$$\text{Mol} = m / MM$$

Donde “m” es la masa de la sustancia y “MM” es la masa molar de la sustancia.

La docena del químico.

La analogía del mol con la docena puede ser útil para quienes tienen dificultad para pensar en términos abstractos.

Por ejemplo:

Una docena de limones y una docena de naranjas pueden proveer un marco de referencia para quien tiene algún problema para comparar, un mol de litio con un mol de sodio; en el primer caso se habla de 12 limones o naranjas y en el segundo $6,02 \times 10^{23}$ átomos de litio o de sodio, en un mol de cada uno de ellos.

Un mol de átomos de aluminio requiere exactamente 3 moles de (átomos de cloro, así como una docena de candelabros (de tres brazos) requiere exactamente 3 docenas de velas.

Una docena de cerezas, una docena de ciruelas y una docena mangos representan una unidad estándar (una docena) de tres diferentes clases de frutas; obviamente ellas no pesan lo mismo.

Asumiendo que cada conjunto de frutas es homogéneo con respecto al tamaño, si un mango pesa 4 veces más que una ciruela, una docena de mangos pesará 4 veces más que una docena de ciruelas y un millón de mangos pesará 4 veces más que un millón de ciruelas.

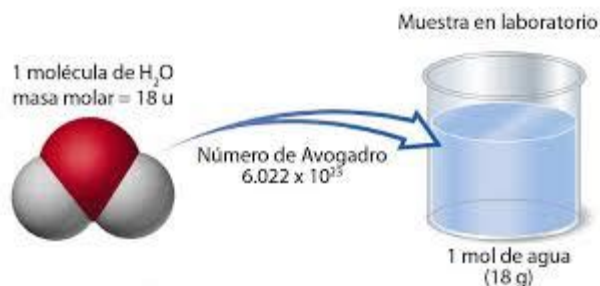
Asimismo, 1 mol de átomos de calcio, un mol de átomos de azufre, un mol de átomos de hierro, representa una unidad estándar (**$6,02 \times 10^{23}$ átomos**) de tres elementos, por lo tanto, no tendrán la misma masa.

Masa molar (MM)

Es una propiedad física definida como su masa por unidad de cantidad de sustancia (mol). Su unidad de medida en S.I es kg/mol. Sin embargo, por razones históricas, la masa molar es expresada siempre en g/mol.

La masa molar de los átomos de un elemento está dada por la masa atómica de cada elemento multiplicado por la constante de masa molar, $MM_u = 1 \times 10^{-3} \text{ kg/mol} = 1 \text{ g/mol}$.

Su valor numérico coincide con el de la masa molecular, pero expresado en g/mol en lugar de unidades de masa atómica (u), y se diferencia de ella en que mientras la masa molecular alude una sola molécula, la masa molar corresponde a un mol ($6,02 \times 10^{23}$) de moléculas.



Ejemplos:

$$Mm(H) = 1,00 \text{ u} \times 1 \text{ g/mol} = 1 \text{ g/mol}.$$

$$MM(Fe) = 55,85 \times 1 \text{ g/mol} = 55,85 \text{ g/mol}$$

Interpretando los valores, podemos decir que 1 mol de átomos de hierro (Fe) tiene 55,85 g y a su vez tiene $6,02 \times 10^{23}$ átomos de Fe. Mientras que 1 mol de átomos de hidrogeno tiene 1 g y a su vez tiene $6,02 \times 10^{23}$ átomos de H.

La multiplicación por la constante de masa molar asegura que el cálculo es dimensionalmente correcto: las masas atómicas son cantidades adimensionales (**números puros sin unidades**) mientras que las masas molares tienen asociada una magnitud física (g/mol).



Educación Media General



Ministerio
del Poder Popular
para la **Educación**
Inclusión y Calidad



La masa molar de un compuesto está dada por la suma de las masas molares de los átomos que forman el compuesto.

Ejemplo:

MM (H_2O)

$H = 2 \times 1 \text{ g/mol} = 2 \text{ g/mol}$

$O = 1 \times 16 \text{ g/mol} = 16 \text{ g/mol}$

} 18 g/mol

¿Cuántos átomos de nitrógeno hay en 40g de N_2 ?

Nótese que en una molécula de nitrógeno (N_2) hay 2 átomos de nitrógeno.

- **Paso 1: cálculo de la masa molar del N_2**

$N = 2 \times 14 \text{ g/mol} = 28 \text{ g/mol}$

- **Paso 2: realizar la conversión de g a mol**

$1 \text{ mol de } N_2 \rightarrow 28 \text{ g de } N_2$
 $X \leftarrow 40 \text{ g de } N_2$

$$X = \frac{1 \text{ mol} \times 40 \text{ g}}{28 \text{ g}} = \mathbf{1,428 \text{ mol de } N_2}$$

- **Paso 3: cálculo del número de moléculas de N_2**

$1 \text{ mol de } N_2 \rightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas } N_2$
 $1,428 \text{ mol de } N_2 \rightarrow X$

$$X = \frac{1,428 \text{ mol} \cdot 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas } N_2}{1 \text{ mol}} = \mathbf{8,6 \times 10^{23} \text{ moléculas } N_2}$$



Educación Media General



Ministerio
del Poder Popular
para la **Educación**
Inclusión y Calidad



- **Paso 4: cálculo del número de átomos de nitrógeno**

Puesto que una molécula de nitrógeno (N_2) está compuesta por 2 átomos de nitrógeno (N):

1 molécula de $N_2 \rightarrow 2$ átomos de N

$8,6 \times 10^{23}$ moléculas $N_2 \rightarrow X$

$$\begin{aligned} X &= \frac{8,6 \times 10^{23} \text{ moléculas} \cdot 2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} \\ &= \mathbf{1,72 \times 10^{24} \text{ átomos de nitrógeno}} \end{aligned}$$

Volumen molar (V_m)

El volumen molar de una sustancia, simbolizado V_m , es el volumen de un mol de esta. La unidad del Sistema Internacional de Unidades es el metro cúbico por mol:

$\text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$. Un mol de cualquier sustancia contiene partículas, en el caso de sustancias gaseosas moleculares, un mol contiene N_A moléculas. De aquí resulta, teniendo en cuenta la ley de Avogadro, que un mol de cualquier sustancia gaseosa ocupará siempre el mismo volumen (medido en las mismas condiciones de presión y temperatura).

Experimentalmente y mediante la ley de los gases ideales, se ha podido comprobar que **el volumen que ocupa un mol de cualquier gas ideal en condiciones estándar (Presión de 1 Atm, Temperatura de 273,15 K) es de 22,4 litros** (22.3983 L para ser más específicos). Este valor se conoce como volumen molar normal de un gas.

Ejemplo:

2,5 moles de dióxido de carbono (CO_2) está confinado en un recipiente hermético.

¿Cuál será el volumen de dicho gas a 0°C de temperatura y a 1 atm de presión?

Paso 1: cálculo del volumen del gas en condiciones normales (c.n)

$1 \text{ mol de } \text{CO}_2 \rightarrow 22,4 \text{ L de } \text{CO}_2$

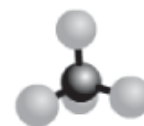
$2,5 \text{ mol de } \text{CO}_2 \rightarrow X$

$$X = \frac{2,5 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = \mathbf{56 \text{ L de } \text{CO}_2}$$



Actividades de Evaluación

1. ¿Qué es un mol?
2. ¿Dónde habrá mayor cantidad de átomos, en 1 kg de cobre o en 1 kg de carbono?
Argumente su respuesta.
3. ¿Cuántos moles de cloro hay en $2,7 \times 10^{23}$ átomos de dicho elemento?
4. 167,8 g de dióxido de azufre (SO_2) está contenido en el interior de una esfera metálica que mide 55 cm de diámetro. Calcule el número de moléculas de dióxido de azufre y el volumen de la esfera metálica.
5. ¿Cuántos átomos de hierro hay en una barra, cuya masa es de **248g**?
6. Un cubo de plomo tiene una masa de 177,18 g y mide **2,5 cm**. Calcular el volumen, la densidad y los átomos plomo presentes.





Educación Media General



Ministerio
del Poder Popular
para la **Educación**
Inclusión y Calidad



Masas molares (en g/mol)

Pb: 207,4

Fe: 55,85

Cl: 35,5

S: 32

O: 16

Orientaciones Generales

- **Leer cuidadosamente el instrumento pedagógico.**
- Leer cada uno de los planteamientos, responder en forma organizada, clara, precisa y debidamente justificada.
- La actividad debe realizarse a mano (**letras legibles**).
- La actividad tiene un valor de **20 puntos**.
- **Fecha de entrega: 30/11/2021**
- Cualquier duda o inquietud, escribir o llamar al número de teléfono **04128614364**