



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



Educación Media General

Octubre de 2023

Docente: **Fernando Salazar**

4to Año

Secciones: “A” y “B”

Área de formación: Química

Tema Indispensable

Preservación de la vida en el planeta, salud y vivir bien

Tema Generador

La agricultura como proceso fundamental para la independencia alimentaria.

Referentes Teóricos-Prácticos

Estequiometría:

Mol

Masa atómica

Masa molar

Volumen molar

Número de Avogadro.

Composición centesimal.

Fórmula empírica.

Fórmula molecular.



Educación Media General

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, etc, cualquiera que sea la sustancia o su composición.

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:

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

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.

Educación Media General

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.

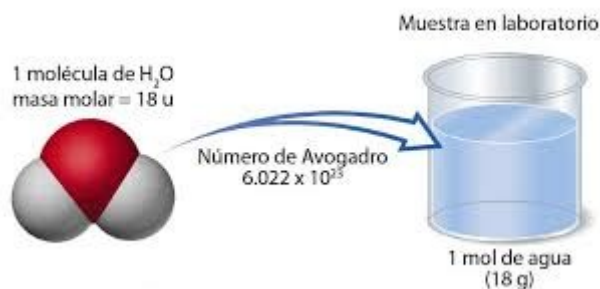
Masa molar (MM)

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 dado por la masa atómica de cada elemento multiplicado por la constante de masa molar,

$$MM = 1 \times 10^{-3} \text{ kg/mol} = 1 \text{ g/mol.}$$

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**).

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

Ejemplo:

$$MM (H_2O)$$

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

$$O = 16 \text{ g/mol} = 16 \text{ g/mol.}$$

$$\left. \begin{array}{l} H = 2 \times 1 \text{ g/mol} = 2 \text{ g/mol.} \\ O = 16 \text{ g/mol} = 16 \text{ g/mol.} \end{array} \right\} 18 \text{ g/mol}$$

Educación Media General

¿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**

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

$$X \leftarrow 40 \text{ g de } N_2$$

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

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

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

$$1,428 \text{ mol de } N_2 \rightarrow X$$

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



- **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):

$$1 \text{ molécula de } N_2 \rightarrow 2 \text{ átomos de } N$$

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



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

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).



Educación Media General



Ministerio
del Poder Popular
para la Educación
Inclusión y Calidad



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 1Atm, 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 1atm de presión?

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

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

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

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

Se puede representar gráficamente MEDIANTE UN DIAGRAMA DE SECTORES la composición centesimal utilizando una hoja de cálculo



Composición centesimal

Este indica el porcentaje en masa, de cada elemento que forma parte de un compuesto. Se obtiene por análisis gravimétrico y conociendo los pesos atómicos de los compuestos puede determinarse su fórmula mínima o molecular. También se obtiene a partir de la fórmula molecular del compuesto, ya que esta nos indica el número de átomos de cada elemento presente en el compuesto. Forma parte de los cálculos estequiométricos, y fue de gran importancia en la Historia de la química para la determinación de los pesos atómicos y moleculares, por ejemplo los trabajos de Berzelius y Canizzaro.

Se calcula utilizando la siguiente ecuación:

$$\% ? = \frac{n ? \cdot MM ?}{MMc} \times 100$$

Donde $\% ?$ representa el porcentaje del elemento que se desea calcular, $n ?$ el número de átomos del elemento presentes en el compuesto, $MM ?$ Representa la masa molar del elemento y MMc representa la masa molar del compuesto.



Ministerio
del Poder Popular
para la Educación
Inclusión y Calidad



Educación Media General

Ejemplo:

Calcular el % de cada uno de los elementos presentes en el ácido sulfúrico H_2SO_4 .

1. Con el uso de la tabla periódica, ubicamos las masas molares de los elementos presentes en el compuesto y determinamos la masa molar del compuesto:

$$\begin{array}{l} \text{H: } 1\text{g/mol} \cdot 2 = 2\text{g/mol} \\ \text{S: } 32\text{g/mol} \cdot 1 = 32\text{g/mol} \\ \text{O: } 16\text{g/mol} \cdot 4 = 64\text{g/mol} \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{H: } 1\text{g/mol} \cdot 2 = 2\text{g/mol} \\ \text{S: } 32\text{g/mol} \cdot 1 = 32\text{g/mol} \\ \text{O: } 16\text{g/mol} \cdot 4 = 64\text{g/mol} \end{array}} \right\} 98\text{g/mol}$$

2. Procedemos a efectuar los cálculos, utilizando la ecuación antes descrita:

$$\%H = \frac{nH \cdot MMH}{MM H_2SO_4} \times 100 \rightarrow \%H = \frac{2 \cdot 1\text{g/mol}}{98\text{g/mol}} \times 100 \rightarrow \%H = 2,04$$

$$\%S = \frac{nS \cdot MMS}{MM H_2SO_4} \times 100 \rightarrow \%S = \frac{1 \cdot 32\text{g/mol}}{98\text{g/mol}} \times 100 \rightarrow \%S = 32,65$$

$$\%O = \frac{nO \cdot MMO}{MM H_2SO_4} \times 100 \rightarrow \%O = \frac{4 \cdot 16\text{g/mol}}{98\text{g/mol}} \times 100 \rightarrow \%O = 65,31$$

Para comprobar que los resultados arrojados son los correctos, la sumatoria de los resultados debe ser igual a 100 o aproximado a 100 (99,98 % como mínimo)

$$2,04 + 32,65 + 65,31 = 100\%$$

Fórmula empírica

En química la fórmula empírica "f.e" es una expresión que representa los átomos que forman un compuesto químico sin atender a su estructura. Es por tanto la representación más sencilla de un compuesto. Por ello, a veces, se le llama fórmula mínima y se representa con "f.m".

La fórmula empírica es aquella en la cual se indica la relación más pequeña en términos de números enteros en que se encuentran los átomos de los elementos que forman el compuesto. Esta fórmula deriva directamente de la experimentación.

Determinación de la fórmula empírica o simplificada: para llegar a la fórmula empírica se divide cada porcentaje entre las respectivas masas atómicas, luego, cada resultado será dividido por el menor de ellos.



Ministerio
del Poder Popular
para la Educación
Inclusión y Calidad



Educación Media General

Ejemplo:

Utilizando los porcentajes obtenidos anteriormente, determine la fórmula empírica del ácido sulfúrico H_2SO_4 .

$$H = \frac{2,04}{1} = \frac{2,04}{1,02} = 2$$

$$S = \frac{32,65}{32} = \frac{1,02}{1,02} = 1$$

$$O = \frac{65,31}{16} = \frac{4,08}{1,02} = 4$$

La fórmula empírica del ácido sulfúrico H_2SO_4 , es igual a H_2SO_4

Nota: no siempre la fórmula empírica será igual a la fórmula del compuesto real.

Fórmula molecular

La **fórmula molecular** expresa el número real de átomos que forman una molécula ¹ a diferencia de la fórmula química que es la representación convencional de los elementos que forman una molécula o compuesto químico. Una fórmula molecular se compone de símbolos y subíndices numéricos; los símbolos corresponden a los elementos que forman el compuesto químico representado y los subíndices son la cantidad de átomos presentes de cada elemento en el compuesto. Así, por ejemplo, una molécula de ácido sulfúrico, descrita por la fórmula molecular H_2SO_4 posee dos átomos de hidrógeno, un átomo de azufre y cuatro átomos de oxígeno. El término se usa para diferenciar otras formas de representación de estructuras químicas, como la fórmula desarrollada. La fórmula molecular se utiliza para la representación de los compuestos inorgánicos y en las ecuaciones químicas. También es útil en el cálculo de las masas moleculares.

En un sentido estricto, varios compuestos iónicos, como el carbono o el cloruro de sodio o sal común no pueden ser representados por una fórmula molecular ya que no es posible distinguir átomos o moléculas independientes y por ello, solo es posible hablar de **fórmula empírica**. Ejemplo: NaCl es la fórmula mínima del cloruro de sodio, constituido por iones positivos (Na^+) e iones negativos (Cl^-) formando una red cristalina tridimensional.

Para determinar la fórmula verdadera o molecular de un compuesto, es necesario conocer su masa molar molecular, ya que este dato viene a confirmar cuantos átomos de cada elemento están presentes en el compuesto químico. Si en un problema donde se calculó la fórmula empírica se tiene como dato adicional la masa molecular del compuesto, se procede a dividir la masa molecular entre la masa de la fórmula empírica.

$$\frac{\text{masa molecular}}{\text{masa fórmula empírica}} = i$$

El número que se obtiene es utilizado para multiplicar los subíndices de cada elemento de la fórmula empírica para obtener la fórmula verdadera.



Ministerio
del Poder Popular
para la Educación
Inclusión y Calidad



Educación Media General

Ejemplo:

Determinar la fórmula empírica y la fórmula molecular de un compuesto, cuya masa molar es de 103 g/mol y contiene 31,07% de S y 68,93% de Cl

1. Determinación de la fórmula empírica

$$S = \frac{31,07}{32} = \frac{0,97}{0,97} = 1$$

$$Cl = \frac{68,93}{35,5} = \frac{1,94}{0,97} = 2$$

La fórmula empírica es **S₁Cl₂**

2. Determinación de la fórmula molecular (f.m)

$$f.m = \frac{\text{masa molecular}}{\text{masa fórmula empírica}}$$

$$\frac{103 \text{ g/mol}}{103 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1$$

Luego, la fórmula empírica debe multiplicarse por 1 para obtener la fórmula molecular: 1 x (S₁Cl₂) = **S₁Cl₂**

1. ¿Dónde habrá mayor cantidad de átomos, en 1 kg de cobre o en 1 kg de carbono? Argumente su respuesta.
2. ¿Cuántos moles de cloro hay en $2,7 \times 10^{23}$ átomos de dicho elemento?
3. 167,8 g de dióxido de azufre (SO₂) 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.
4. ¿Cuántos átomos de hierro hay en una barra, cuya masa es de **248g**?
5. Experimentalmente, mediante análisis cualitativo, se ha determinado que un compuesto contiene calcio y cloro. El análisis cuantitativo revela que tiene 36,04% de calcio y el restante de cloro. Determine la fórmula verdadera del compuesto cuya masa molar es de 111g/mol.
6. Calcule la masa y los átomos presentes en una esfera de plomo de 32 cm de diámetro y de 11,4g/cm³ de densidad
7. Determine la fórmula empírica del H₂C₂O₄ y el número de moléculas que hay en 60g de dicho compuesto.

Masas molares (en g/mol)

C: 12

H: 1

Ca: 40

Fe: 55,85

Cl: 35,5

S: 32

O: 16



Educación Media General



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



Orientaciones Generales

- Leer cuidadosamente el instrumento pedagógico.
- Leer cuidadosamente las orientaciones generales.
- Es una guía de estudio para todos los estudiantes de 4to año.
- La evaluación de este contenido es netamente presencial.
- Cualquier duda o inquietud comuníquese conmigo.

Prof. Fernando Salazar (04128614364)