

	<b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA LA PRESENTACIÓN</b>					
	NOMBRE ALUMNA:					
	ÁREA / ASIGNATURA: Química – Numero de Avogadro					
	DOCENTE: FABIO PAREDES					
	PERIODO	TIPO GUÍA	GRADO	Nº	FECHA	DURACIÓN
	2	guía	10	2		50 min

**Logro:** Establezco relaciones cuantitativas entre reactantes y productos relacionando las magnitudes atómicas y molares que deben aplicar a las reacciones para hacer cálculos estequiométricos.

## ¿QUÉ ES LA ESTEQUIOMETRÍA?



Cuando a un maestro albañil le encargan construir un muro, él debe calcular la cantidad de arena, ripio y cemento necesaria para hacerlo, pues de otro modo aumenta innecesariamente el costo del muro, porque perderá lo que sobra.

*¿De qué forma crees que esta situación se aplica a las reacciones químicas?*

Los químicos, en los laboratorios de investigación y en la industria, deben calcular la cantidad de reactantes necesaria para elaborar un determinado producto.

La estequiometría *es la rama de la química que estudia las relaciones cuantitativas o ponderales entre los reactantes y productos que participan en una reacción química.*

La palabra estequiometría proviene de las raíces griegas stoicheïon, que significa elemento o sustancia, y -metrie(-metría), que significa medición.

Gracias a la estequiometría es posible conocer la masa de reactantes que se necesita para obtener una determinada cantidad de productos o la cantidad de producto que se puede obtener a partir de una determinada cantidad de reactantes.

La química es necesariamente una ciencia experimental: las conclusiones se extraen de datos y sus principios son apoyados por la evidencia de los hechos. – **Michael Faraday**

## 1. UNIDAD DE MASA ATÓMICA

En palabras simples, la unidad de masa atómica es la unidad que se usa para expresar cuál es la masa de un átomo.

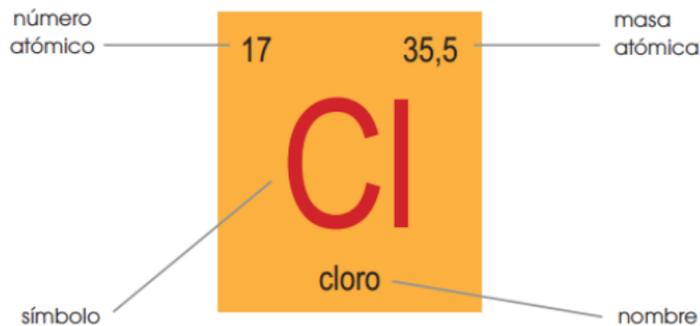
Para establecer una escala de masas atómicas se definió como patrón el isótopo de carbono constituido por 6 protones y 6 neutrones, denominado carbono - 12 y se representa como  $^{12}_6\text{C}$ , asignándosele el valor exacto de 12 unidades de masa atómica (**u** o **uma**). Así, una unidad de masa atómica (uma) se define como 1/12 de la masa de un átomo de carbono 12.

$$1 \text{ uma} = 1,6606 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

## 2. EL MOL

La cantidad de sustancia es una de las siete magnitudes básicas del sistema internacional y tiene por unidad el mol.

*Un mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas partículas elementales (átomos, moléculas, iones...) como átomos hay en 0,012 kg de carbono  $^{12}\text{C}$ .*



## 3. NÚMERO DE AVOGADRO

No podemos contar los átomos o las moléculas, pero existen métodos para determinar el número de partículas presentes en las sustancias como la constante de Avogadro que nos indica lo siguiente:

- *Un mol de átomos equivale a  $6,022 \times 10^{23}$  átomos.*
- *Un mol de moléculas equivale a  $6,022 \times 10^{23}$  moléculas.*

*Por lo tanto 1 mol equivale a  $6,022 \times 10^{23}$  entidades, sean átomos, moléculas o iones.*

La química es necesariamente una ciencia experimental: las conclusiones se extraen de datos y sus principios son apoyados por la evidencia de los hechos. – **Michael Faraday**

#### 4. MASA MOLAR

La masa molar se define como la masa en gramos de un mol de una sustancia, y se puede determinar al conocer la fórmula del mismo gracias a la suma consecutiva de todos sus componentes.

Calculemos la masa molar del dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ).

Elementos	N° de átomos	Masa atómica	
Carbono (C)	1	12 g/mol	$1 \cdot 12 = 12$
Oxígeno (O)	2	16 g/mol	$2 \cdot 16 = 32$
			Total (+) = 44 g/mol

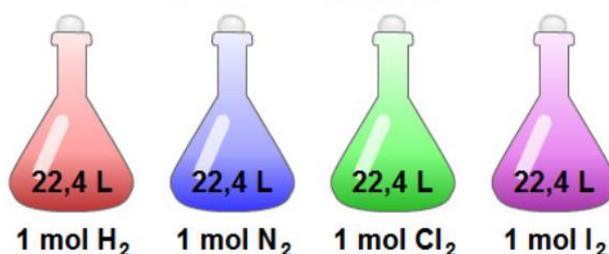
Por lo tanto, la masa de un mol de  $\text{CO}_2$  ( $6,02 \times 10^{23}$  moléculas) es igual a 44 g.

#### 5. VOLUMEN MOLAR

El volumen molar es el volumen que ocupa un mol de un elemento o compuesto en estado gaseoso.

Un mol de cualquier gas, en condiciones normales de presión y temperatura, siempre ocupará 22,4 L. Al hablar de condiciones normales (CN), nos referimos a  $0^\circ\text{C}$  de temperatura y a 1 atm de presión.

$$1 \text{ mol} = 22,4 \text{ L}$$



La química es necesariamente una ciencia experimental: las conclusiones se extraen de datos y sus principios son apoyados por la evidencia de los hechos. – **Michael Faraday**

# Masa, moles y átomos

Las fórmulas que se van a utilizar son las siguientes:

$$\eta = \frac{m}{M} \quad (1)$$

Donde  $n$ (moles),  $m$  (masa en gramos) y  $M$  (peso molecular).

De la ecuación (1) se pueden obtener la ecuación para hallar la masa, la cual es:

$$m = \eta * M \quad (2)$$

también tenemos el número de Avogadro, el cual se relaciona con la cantidad de moléculas y átomos que posee un compuesto y/o elemento.

$$1 \text{ mol } X = 6.023 \times 10^{23} \text{ átomos (moléculas)}$$

Ejemplo 1:

Tenemos 4000 gramos de  $K_2SO_4$ , encontrar las moles y el número de átomos de ese compuesto.

Solución:

1. hallar el peso molecular de  $K_2SO_4$  con ayuda de la tabla periódica para cada elemento.

$$M_{K_2SO_4} = 39 \times 2 + 32 \times 1 + 16 \times 4 = 174 \text{ g/mol}$$

2. Con la ecuación (1) hallamos los moles de  $K_2SO_4$ .

$$\eta_{K_2SO_4} = \frac{m_{K_2SO_4}}{M_{K_2SO_4}} = \frac{4000 \text{ g}}{174 \text{ g/mol}} = 22.988 \text{ mol } K_2SO_4$$

En este paso 2, lo que se hizo fue dividir la masa con el peso molecular, y el resultado está en moles, ya que los gramos se cancelan

3. Con los 22.988 moles de  $K_2SO_4$ , se hallan el número de átomos de  $K_2SO_4$ , con ayuda del número de Avogadro

$$22.988 \text{ mol } K_2SO_4 \times \frac{6.023 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol } K_2SO_4} = 1.385 \times 10^{25} \text{ átomos } K_2SO_4$$

Se cancelaron las moles

**Ejemplo 2:**

Tenemos  $2.56 \times 10^{56}$  átomos de  $K_2SO_4$ , encontrar las moles y la masa.

Solución:

1. hallar el peso molecular de  $K_2SO_4$  con ayuda de la tabla periódica para cada elemento.

$$M_{K_2SO_4} = 39 \times 2 + 32 \times 1 + 16 \times 4 = 174 \text{ g/mol}$$

2. Con los  $2.56 \times 10^{56}$  átomos de  $K_2SO_4$  hallamos las moles, con ayuda del número de Avogadro

$$2.56 \times 10^{56} \text{ átomos } K_2SO_4 \times \frac{1 \text{ mol } K_2SO_4}{6.023 \times 10^{23} \text{ átomos } K_2SO_4} = 1.54 \times 10^{80} \text{ moles } K_2SO_4$$

Se cancelan los átomos, al multiplicar y dividir, solo quedan las moles.

La química es necesariamente una ciencia experimental: las conclusiones se extraen de datos y sus principios son apoyados por la evidencia de los hechos. – **Michael Faraday**

3. se transformarán los  $1.54 \times 10^{80}$  moles  $K_2SO_4$ , utilizando la ecuación (2).

$$m_{K_2SO_4} = 1.54 \times 10^{80} \text{ moles } K_2SO_4 * 174 \frac{g}{mol} = 2.68 \times 10^{82} \text{ gramos de } K_2SO_4$$

Se multiplican las moles por su peso molecular, en este proceso se cancelan las moles y quedan únicamente los gramos que es la masa

### ACTIVIDAD

- Utilizando la tabla periódica de los elementos químicos, calcula las masas molares de las siguientes moléculas:
  - $NO_2$
  - $CaCO_3$
  - $H_2S$
  - $FeO$
  - $H_2SO_4$
  - $LiOH$
  - $Al(NO_3)_3$
  - $O_3$
  - $I_2$
  - $CaCl_2$
  - $NaCl$
  - $C_2H_2$
- El hidróxido de sodio (NaOH) es una sustancia que muchas dueñas de casa adquieren en ferreterías como soda cáustica y se utiliza para destapar cañerías. Si una señora compra 1 kg de dicha sustancia
  - ¿Cuántos moles de hidróxido de sodio adquirió?
  - ¿Cuántas moléculas de hidróxido hay en un 1 kg?
- Supongamos que tenemos 250 g de hierro, ¿Cuántos átomos de hierro están contenidos en dicha masa?
- ¿cuántos moles de átomos de litio están contenidos en 1 Kg. de este metal?
- Sabiendo que la masa atómica del Uranio es 238,02 g/mol, determinar la masa en gramos de 1 átomo de uranio.
- ¿Cuántos moles están contenidos en cada una de las siguientes cantidades?
  - 350 g de hierro
  - $5,25 \times 10^{20}$  átomos de Cu
  - $1,25 \times 10^{15}$  moléculas de  $NH_3$

#### Dato interesante

La masa molar de cualquier sustancia, expresada en gramos, siempre es numéricamente igual a su masa molar expresada en una.

La química es necesariamente una ciencia experimental: las conclusiones se extraen de datos y sus principios son apoyados por la evidencia de los hechos. – **Michael Faraday**