



# GUÍA DE APRENDIZAJE N°1

## MAGNITUDES ATÓMICAS Y MOLARES

Departamento de Ciencias / Química 2°M  
Prof. Karen Palma Oporto.



Nombre: \_\_\_\_\_ Curso: 2 medio \_\_\_\_\_

**Unidad de reciclaje** : Estequiometría de la reacción

**Objetivo de Aprendizaje:** Establecer relaciones cuantitativas entre reactantes y productos relacionando las magnitudes atómicas y molares que deben aplicar a las reacciones para hacer cálculos estequiométricos.

**Tiempo de Desarrollo** : 3 horas pedagógicas

### ¿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 stoicheîon, 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.

## 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.

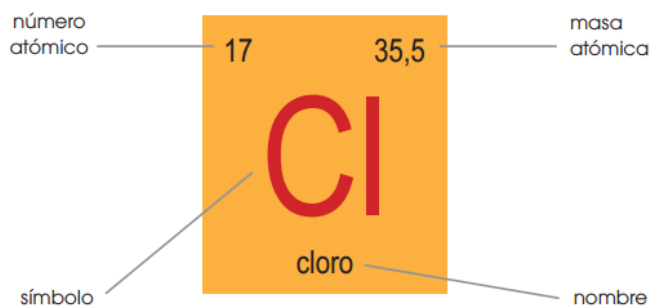
Para establecer una escala de masas atómicas se definió como patrón el isótopo de carbono constituido por 6 protones y 6 neutrones, denominado carbono - 12 y se representa como  $^{12}_6\text{C}$ , asignándosele el valor exacto de 12 unidades de masa atómica (**u** o **uma**). Así, una unidad de masa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

#### 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	Nº 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

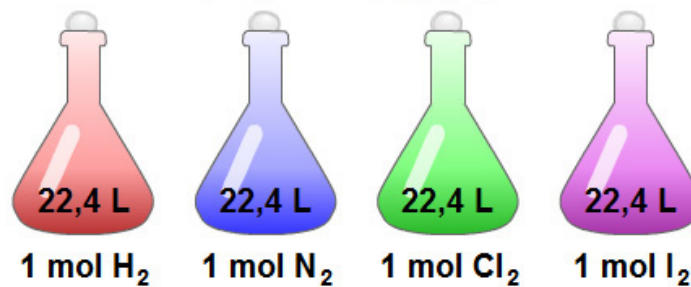
Por lo tanto, la masa de un mol de  $\text{CO}_2$  ( $6,02 \times 10^{23}$  moléculas) es igual a 44 g.

#### 5. VOLUMEN MOLAR

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

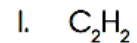
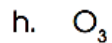
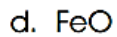
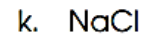
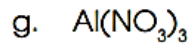
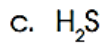
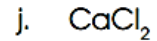
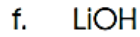
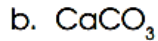
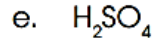
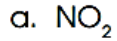
Un mol de cualquier gas, en condiciones normales de presión y temperatura, siempre ocupará 22,4 L. Al hablar de condiciones normales (CN), nos referimos a  $0^\circ\text{C}$  de temperatura y a 1 atm de presión.

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



## ACTIVIDAD

1. Utilizando la tabla periódica de los elementos químicos, calcula las masas molares de las siguientes moléculas:



2. El hidróxido de sodio ( $\text{NaOH}$ ) 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

a. ¿Cuántos moles de hidróxido de sodio adquirió?

b. ¿Cuántas moléculas de hidróxido hay en un 1 kg?

3. Supongamos que tenemos 250 g de hierro, ¿Cuántos átomos de hierro están contenidos en dicha masa?

4. ¿cuántos moles de átomos de litio están contenidos en 1 Kg. de este metal?

5. Sabiendo que la masa atómica del Uranio es 238,02 g/mol, determinar la masa en gramos de 1 átomo de uranio.

6. ¿Cuántos moles están contenidos en cada una de las siguientes cantidades?

a) 350 g de hierro

b)  $5,25 \times 10^{20}$  átomos de Cu

c)  $1,25 \times 10^{15}$  moléculas de  $\text{NH}_3$

### Dato interesante

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