



ESTEQUIOMETRÍA

QUÍMICA
I MEDIO



OA 20 Establecer relaciones cuantitativas entre reactantes y productos en reacciones químicas (estequiometría) y explicar la formación de compuestos útiles para los seres vivos, como la formación de la glucosa en la fotosíntesis.

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 del origen griego “stoicheion” que significa elemento o sustancia, y “metrie” (metría) que significa medición.

Masa atómica

Aunque parezca sencillo calcular la masa de un átomo sumando las masas de todos los protones y neutrones que lo componen, es en la realidad una tarea imposible debido a que los átomos son muy pequeños.

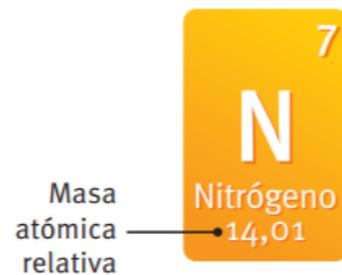
Para poder medir la masa de un átomo, los químicos crearon la **unidad de masa atómica** (uma), que corresponde a la doceava parte de la masa de un átomo de carbono-12.

En el **Sistema Internacional de Unidades** (SI),

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

Formas para obtener la masa atómica

Observando directamente en la tabla periódica de los elementos.



Calculando la masa atómica promedio a partir de la suma del porcentaje de abundancia de los isótopos de un elemento y dividido por 100.

Por ejemplo, los isótopos del N son: N-14 (99,63 %) y N-15 (0,37 %).

$$\text{Masa} = \frac{(14 \text{ uma} \cdot 99,63) + (15 \text{ uma} \cdot 0,37)}{100}$$

$$\text{Masa} = 14,0 \text{ uma}$$

Magnitudes atómicas

Mol y número de Avogadro

Los químicos también han establecido una unidad de medida que corresponde a un número determinado de partículas. Esta unidad es el mol y representa la magnitud **cantidad de materia (n)**. *Si el mol es la unidad de medida de la cantidad de materia, ¿qué representa la unidad kilogramo?*

Mol es la cantidad de sustancia que contiene tantos átomos, moléculas o iones como átomos hay en 0,012 kg de carbono-12.

PARA CONTAR PARTÍCULAS

de materia, el método es el mismo, ya que el mol es la unidad de medida que se utiliza para contar átomos, moléculas o iones. El número de partículas en un mol de cualquier sustancia es $6,02 \times 10^{23}$. Este número se conoce como **número de Avogadro (NA)**.

1 mol = $6,02 \times 10^{23}$ átomos, moléculas o iones

Un mol de átomos siempre tendrá $6,022 \times 10^{23}$ partículas, pero su cantidad en masa será menor o mayor dependiendo del elemento.



▲ La imagen muestra 1 mol de cobre, 1 mol de azufre y 1 mol de aluminio.

Magnitudes molares

Podemos contar cualquier cosa usando el número de Avogadro. Solo debemos saber que en un mol hay $6,02 \times 10^{23}$ unidades de esa cosa. Si aplicamos esto al átomo, resulta muy conveniente. Por ejemplo: hay $6,02 \times 10^{23}$ átomos de cobre en un mol de cobre, o hay $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de dióxido de carbono en un mol de dióxido de carbono. Pero *¿cuál es la masa, expresada en gramos, de un mol de dióxido de carbono o cobre?*



- ▲ Diariamente, empleamos varias unidades para contar objetos, como la docena y la resma. Los químicos utilizan la unidad mol para referirse a la cantidad de átomos, moléculas u otras partículas.

Masa molar

La masa molar (\mathcal{M}) es la masa de un mol de átomos, moléculas u otras partículas, expresada en gramos. Para un elemento, su masa molar es equivalente a su masa atómica. Así, la masa molar del cobre (Cu) es de 63,55 g/mol. Para un compuesto, su masa molar resulta al sumar las masas atómicas de todos los átomos presentes en la fórmula química del compuesto.

Calculemos la masa molar del dióxido de carbono (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 CO_2 ($6,02 \times 10^{23}$ moléculas) es igual a 44 g.

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 °C de temperatura y a 1 atm de presión.

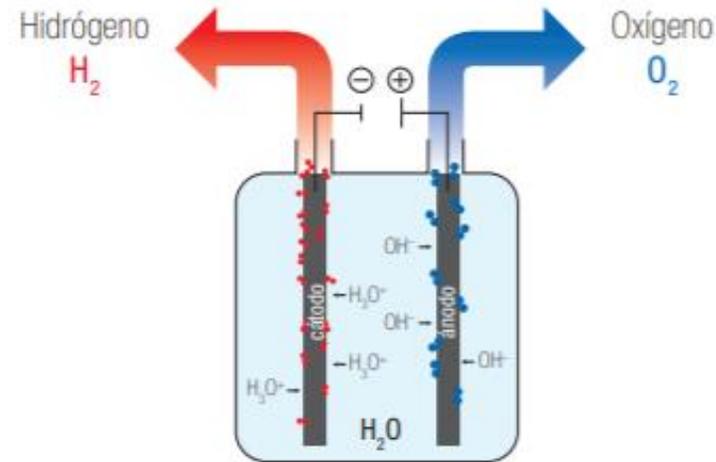
$$1 \text{ mol} = 22,4 \text{ L}$$

Entonces, si se tiene una reacción en que uno de los reactantes o productos es un gas, se puede calcular su volumen conociendo la cantidad de sustancia. Por ejemplo:

- 1 mol de oxígeno (O_2), o cualquier otro gas, ocupa 22,4 L (en CN).
- 2 mol de oxígeno (O_2) ocupan un volumen de 44,8 L (en CN).

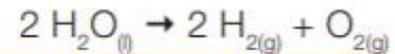
ANALICEMOS:

- 1 mol de oxígeno (O₂), o cualquier otro gas, ocupa 22,4 L (en CN).
- 2 mol de oxígeno (O₂) ocupan un volumen de 44,8 L (en CN).



◀ **Descomposición electrolítica del agua.**
El gas hidrógeno, liberado en la electrólisis del agua, ocupa el doble de volumen que el gas oxígeno.

En la reacción de electrólisis, el agua se descompone en dos gases, el hidrógeno (H₂) y el oxígeno (O₂). La ecuación química que representa el proceso es:



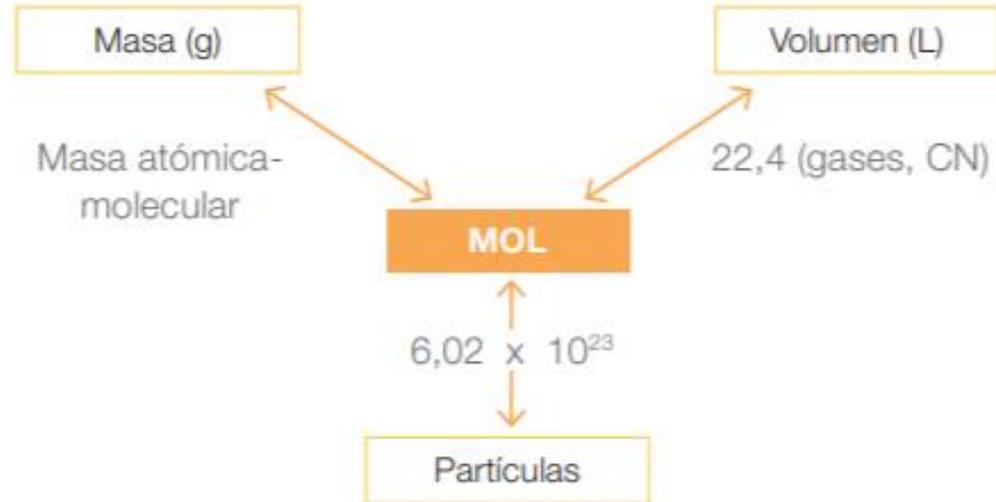
A partir de la ecuación se puede establecer que se obtienen 2 mol de H₂ y 1 mol de O₂ y, aplicando el volumen molar:

- 2 mol de H₂ equivalen a 44,8 L
- 1 mol de O₂ equivale a 22,4 L

El mol es la unidad con que se mide la cantidad de sustancia, una de las siete magnitudes físicas fundamentales del Sistema Internacional de Unidades.

Un mol contiene $6,02 \times 10^{23}$ partículas elementales (ya sea átomos, moléculas, iones y cualquier otra partícula subatómica).

Relaciones del mol con masa, volumen y número de Avogadro



SÍNTESIS

EJEMPLOS DE APLICACIÓN DE MAGNITUDES ATÓMICAS:

Definiciones y ejemplos con las relaciones del mol

Ministerio de Educación
Propiedad Sanitiliana - Marzo 2012

Relación mol-masa	<p>Para conocer cuántos moles hay de un átomo o molécula en una determinada cantidad de materia (masa, en gramos), es necesario saber cuántos gramos hay de dicha materia y conocer su masa molar, según la siguiente expresión:</p> $\text{mol} = \frac{(\text{masa (g)})}{(\text{masa molecular})}$	<ul style="list-style-type: none">¿Qué masa de agua se debe masar para obtener 7,5 mol de H₂O? Masa molar = 18 g/mol $\begin{aligned} \text{mol} \cdot \text{masa molar} &= \text{masa} \\ 7,5 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g/mol} &= \text{masa} \\ 135 \text{ g} &= \text{masa} \end{aligned}$ <p>Respuesta: se necesitan 135 g de agua para obtener 7,5 moles de agua.</p>
Relación mol-volumen	<p>El número de moles también nos permite saber cuánto volumen hay de algún átomo o molécula gaseoso según:</p> $1 \text{ mol} = 22,4 \text{ litros}$	<ul style="list-style-type: none">¿Qué volumen ocupan 3 mol de helio He? $\begin{aligned} 1 \text{ mol} &= 22,4 \text{ L} \\ 3 \text{ mol} &= 3 \cdot 22,4 \text{ L} = 67,2 \text{ L} \end{aligned}$ <p>Respuesta: 3 mol de He ocupan 67,2 L.</p>
Relación mol-número de Avogadro	<p>Se relaciona el mol con el número de Avogadro, según: 1 mol = 6,02 x 10²³ moléculas, átomos o partículas</p>	<ul style="list-style-type: none">¿Cuántos átomos de hierro hay en 0,3 mol de hierro? $\begin{aligned} 1 \text{ mol} &= 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos} \\ 0,3 \text{ mol} &= 1,8 \times 10^{23} \text{ átomos de Fe} \end{aligned}$

ACTIVIDADES

Demuestra
lo que sabes

1. **APLICAR** La plata se encuentra en forma de dos isótopos cuyas masas atómicas son 106,9041 y 108,9047 uma. El primer isótopo representa el 51,82 % y el segundo, el 48,18 %. ¿Cuál es la masa atómica promedio de la plata?

Tema 1 · ¿Cómo contamos partículas de materia?

139

Demuestra
lo que sabes

1. **APLICAR** Si el valor de la unidad de masa atómica (uma) para un átomo de carbono es 12 uma, ¿cuál será la masa de 1 mol de carbono?, ¿cuántos átomos de carbono habrá en 12 g de carbono?
2. **CALCULAR** Calcula la masa molar de los siguientes compuestos: a. Agua (H_2O); b. Glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$); y c. Ácido sulfúrico (H_2SO_4).
3. **CALCULAR** ¿Cuántas moléculas de agua hay en 500 mL de agua?

Tema 1 · ¿Cómo contamos partículas de materia?

141

Ahora tú

1. ¿Cuál es la masa de 5 moles de agua?
2. ¿Cuántas moléculas de cloruro de hidrógeno (HCl) hay en 25,0 g?
3. ¿Cuántos moles de hierro representan 25,0 g de hierro (Fe)?
4. ¿Cuántos átomos de magnesio están contenidos en 5,0 g de magnesio (Mg)?
5. ¿Qué volumen, en litros, ocupan 2 moles de amoníaco (NH₃)?