

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA LA PRESENTACIÓN				
	NOMBRE ALUMNA:				
	ÁREA / ASIGNATURA: Ciencias naturales / Química				
	DOCENTE: Fabio Alejandro Paredes Oviedo				
	PERIODO	TIPO GUÍA	GRADO	Nº	FECHA
II	Aprendizaje	10	1		

Desempeño: Conoce y aplica lo relacionado con la estequiometría

Introducción:

En el fascinante mundo de la química, nos encontramos con un universo de átomos y moléculas tan diminutos que resulta imposible contarlos individualmente. Sin embargo, para poder realizar cálculos y comprender las reacciones químicas, necesitamos una unidad de medida que nos permita cuantificar estas entidades tan pequeñas. Es aquí donde entra en juego el concepto de **mol** y su inseparable compañero, el **número de Avogadro**.

¿Qué es un mol?

Un mol es una unidad de medida fundamental en química que representa una cantidad específica de entidades elementales (átomos, moléculas, iones o electrones). Se define como la cantidad de sustancia que contiene exactamente **$6,022 \times 10^{23}$ entidades elementales**.

¿Qué es el número de Avogadro?

El número de Avogadro, como ya se mencionó, es ese valor de **$6,022 \times 10^{23}$ entidades elementales por mol**. Es una constante universal que nos permite relacionar la masa molar de una sustancia con el número de entidades que contiene un mol de esa sustancia.

Relación entre el mol y la masa molar:

La masa molar de un elemento o compuesto se define como la masa en gramos de un mol de esa sustancia. En otras palabras, es la masa que contiene **$6,022 \times 10^{23}$ entidades elementales** de ese elemento o compuesto. La masa molar se expresa en **g/mol**.

¿Cómo utilizar el mol y el número de Avogadro en los cálculos químicos?

El mol y el número de Avogadro son herramientas esenciales para realizar diversos cálculos en química, como:

1. **Convertir entre masa y número de entidades:**
 - **De masa a número de entidades:**
 - Dividir la masa (en gramos) por la masa molar (en g/mol) y luego multiplicar por el número de Avogadro ($6,022 \times 10^{23}$ entidades/mol).
 - **De número de entidades a masa:**
 - Dividir el número de entidades por el número de Avogadro ($6,022 \times 10^{23}$ entidades/mol) y luego multiplicar por la masa molar (en g/mol).
2. **Calcular la cantidad de moles en una muestra:**
 - Dividir la masa de la muestra (en gramos) por la masa molar (en g/mol).
3. **Determinar la cantidad de entidades en una muestra:**
 - Multiplicar el número de moles por el número de Avogadro ($6,022 \times 10^{23}$ entidades/mol).

*Vi en un sueño una mesa donde todos los elementos encajaban según lo requerido. Al despertar, inmediatamente lo escribí en una hoja de papel. **Dmitri Mendeléyev**.*

Ejemplos:

Ejemplo 1: Un bloque de aluminio tiene una masa de 54 gramos. ¿Cuántos átomos de aluminio hay en el bloque?

Solución:

1. Primero, calculamos la masa molar del aluminio (Al) consultando la tabla periódica: 26,98 g/mol.
2. Luego, convertimos la masa del bloque a moles:
 $54 \text{ gramos} / 26,98 \text{ g/mol} = 2 \text{ moles de Al}$
3. Finalmente, multiplicamos el número de moles por el número de Avogadro para obtener el número de átomos:
 $2 \text{ moles Al} * 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos/mol} = 1,204 \times 10^{24} \text{ átomos de Al}$

Ejemplo 2: Tenemos 3,6 moles de agua (H₂O). ¿Cuántas moléculas de agua hay en esta cantidad?

Solución:

1. Simplemente multiplicamos el número de moles por el número de Avogadro:
 $3,6 \text{ moles H}_2\text{O} * 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 2,168 \times 10^{24} \text{ moléculas de H}_2\text{O}$

Ejercicios propuestos:

1. Calcular la masa en gramos de 2,5 moles de cobre (Cu).
2. Determinar el número de moléculas en 18 gramos de dióxido de carbono (CO₂).
3. Si se tienen $4,8 \times 10^{24}$ átomos de hierro (Fe), ¿cuántos moles de hierro hay?
4. Una muestra de cloruro de sodio (NaCl) tiene una masa de 50 gramos. ¿Cuántos iones de sodio (Na⁺) hay en la muestra?
5. Un compuesto químico tiene una fórmula molecular C₆H₁₂O₆. Si 0,75 moles de este compuesto contienen 2,

*Vi en un sueño una mesa donde todos los elementos encajaban según lo requerido. Al despertar, inmediatamente lo escribí en una hoja de papel. **Dmitri Mendeléyev.***