

GUÍA CLASSROOM Nº5 Estequiometría, El Mol y Número de Avogadro

Fecha desde: ...21 de septiembre..... Hasta: 3 de octubre

NOMBRE DE ALUMNO/A: CURSO:

ASIGNATURA : Ciencias Naturales eje química

UNIDAD : I V

CONTENIDO: Estequiometría , el mol y el número de avogadro

OBJETIVO DE APRENDIZAJE OA20:

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 glucosa en la fotosíntesis.

Estequiometría, el mol y número de avogadro

Estequiometría: El término estequiometría se emplea para designar el cálculo de las cantidades de las sustancias que participan en las reacciones químicas. Cuando se conoce la cantidad de una sustancia que toma parte de una reacción química, y se tiene la ecuación química balanceada, se puede establecer las cantidades de los otros reactivos y productos.



Los químicos también han establecido una unidad de medida que corresponde a un número determinado de partículas. Esta unidad es el **MOL** representa la magnitud cantidad de materia (n).

Concepto de Mol

Definición actual:

❖ **El mol** es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas, iones...) como átomos hay en 12 g de carbono-12 (^{12}C).

❖ Es un número de Avogadro ($N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$) de átomos o moléculas.

❖ En el caso de un N_A de átomos también suele llamarse átomo-gramo.

❖ El mol de cualquier sustancia coincide numéricamente con la masa atómica o molecular expresada en gramos.

Ejemplo: 1 mol de Na = 23 gramos; 1 mol de H_2SO_4 = 98 gramos



Número de Avogadro

El número de partículas en un mol de cualquier sustancia es :



Entonces :

1 mol = $6,02 \times 10^{23}$ e.e. (átomos, moléculas, iones etc.)

Un mol de átomos siempre tendrá $6,02 \times 10^{23}$ partículas, pero su cantidad de masa será menor o mayor dependiendo del elemento.

Por ejemplo:

1 mol de átomo Fe = $6,02 \times 10^{23}$ átomo de Fe

1 mol de molécula HCl = $6,02 \times 10^{23}$ molécula de HCl

2 mol de átomo Na = $2 \times (6,02 \times 10^{23})$ átomo de Na

4 mol de molécula NaCl = $4 \times (6,02 \times 10^{23})$ molécula de NaCl

1 mol de catión de Mg⁺ = $6,02 \times 10^{23}$ catión de Mg⁺



ACTIVIDAD Nº1 : Completar la siguiente tabla de acuerdo a los conceptos estudiados en esta guía.

Cantidad de sustancia (mol)	equivalencia
1 mol de átomo de Li	
3 mol de molécula HBr	
5 mol de átomo Cu	
1 mol de catión Ca ⁺	

MASA MOLAR

La masa molar de los átomos y moléculas u otras partículas, expresada en gramos. Para un elemento, su masa molares 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 de compuesto.

Ejemplo : H₂O

peso atómico de H = 1g/mol peso atómico de O = 16 g/mol

Los pesos atómicos se obtiene de la tabla periodica

Masa molar del H₂O sería :

2x 1g/mol de H = 2 g/mol

1x 16 g/mol de O = 16g/mol

Total (+) = 18 g/mol masa molar de agua H₂O

Entonces:

1mol de moléculas de agua (H ₂ O)	Es la cantidad de agua (H ₂ O)	que contiene 6,02x10²³ moléculas de agua	Su masa es 18 g
1mol de átomo de Fe (hierro)	Es la cantidad de Fe (hierro)	que contiene 6,02x10²³ átomo de Fe	Su masa es 55,85g

ACTIVIDAD Nº2 Completar la siguiente tabla de acuerdo a los conceptos estudiados en relación a las masas molares

1mol de moléculas de Ca (calcio)			
1mol de moléculas de agua (H ₂ O ₂) peróxido de hidrógeno			
1mol de moléculas de N (nitrógeno)			

maritza.torres@colegiofernandodearagon.cl

IMPORTANTE: no olvides escribir el nombre y el curso al cual perteneces

