


I.E.D. MONSEÑOR AGUSTIN GUTIERREZ - FÓMEQUE			
	Asignatura: Química	Grado: NOVENO	Periodo: 3
	Docente: Gloria Inés Dávila Ríos		
MASA MOLECULAR, PORCENTAJE EN PESO, MOL			ESTUDIANTE: _____ Curso: _____
ESTANDAR: explica condiciones de cambio y conservación en diversos sistemas, teniendo en cuenta transferencia y transporte de energía y su interacción con la materia.		DBA: Explica como las sustancias se forman a partir de la interacción de los elementos y que estos se encuentran agrupados en un sistema periódico	
DESEMPEÑOS: PARA APRENDER: hallar la masa molecular y el porcentaje en peso de un compuesto. PARA HACER: realizar cálculos utilizando la información de la tabla periódica PARA SER: Aplica los conocimientos a situaciones de la vida cotidiana y los valora como fuente de apoyo en su calidad de vida. PARA CONVIVIR: Utiliza adecuadamente los códigos de comunicación con sus compañeros y docentes.		EVALUACIÓN. <ul style="list-style-type: none"> ➤ Trabajo y participación en clase ➤ Desarrollo de las actividades propuestas ➤ Puntualidad y calidad del trabajo en la entrega ➤ Trato respetuoso con compañeros y docentes Fuentes de consulta o material de apoyo https://www.youtube.com/watch?v=b9WKIKYKeqs masa atómica y masa molecular https://www.youtube.com/watch?v=Z29YdljJ5K0 pasar de gramos a moles, moléculas y átomos.	

MASA MOLECULAR: para determinar la masa molecular o molar, o masa de la fórmula de un compuesto, se busca en la tabla periódica las masas atómicas de los elementos que forman el compuesto, se multiplica por la cantidad de átomos (subíndices) y, por último, se suman los resultados.

Ejemplo 1, determinar la masa molecular del hidróxido de aluminio - $Al(OH)_3$

- Ubicar en la tabla periódica la masa atómica (peso atómico) del elemento que se necesite, en este caso los de los elementos aluminio - Al, oxígeno -O e hidrógeno -H.
- Verificar cuántos átomos hay de cada elemento; según la fórmula tenemos 1 átomo de aluminio, 3 átomos de oxígeno y 3 átomos de hidrógeno. Tenga en cuenta que el subíndice que esta por fuera del paréntesis multiplica a cada uno de los átomos que están en el paréntesis. El peso del hidróxido de aluminio es 74,091 g

Número atómico	5	10,811	Masa atómica
		B	Símbolo
		Boro	Nombre del elemento

Elemento	Peso de un átomo	multiplicar	Cantidad de átomos	Peso total
Al	26,98 g	x	1	26,98 g
O	15,999 g	x	3	47,997 g
H	1,0079 g	x	3	3,0237 g
Peso molecular				78,00 g

ACTIVIDAD 1

Determinar la masa molecular para cada uno de los siguientes compuestos. Realizar los procedimientos completos para cada uno.

- Propanol: C_3H_7OH
- Sal de mesa: cloruro de sodio: $NaCl$
- Azúcar de mesa: sacarosa: $C_{12}H_{22}O_{11}$
- Sulfato de Magnesio: $Mg_2(SO_4)_3$
- Clorofila: $C_{55}H_{72}O_5N_4Mg$

COMPOSICIÓN PORCENTUAL:

Con frecuencia para cálculos químicos, se requiere conocer el porcentaje en masa de cada uno de los elementos presentes en un compuesto, el cálculo de los porcentajes en masa de cada elemento de un compuesto se conoce como **composición porcentual** del compuesto y se determina aplicando los siguientes pasos:

1. Se calcula la masa molecular o de un mol del compuesto.
2. Se divide la masa de cada elemento de la fórmula entre la masa molecular y se multiplica la fracción por 100

EJEMPLO: calcular el porcentaje de cada uno de los elementos presentes en el hidróxido de calcio – Ca(OH)₂

Procedimiento:

1. Determinar el peso molecular del hidróxido de calcio – c: 74,091 g
3. Determinar la cantidad de cada uno de los átomos en la molécula: Ca: 1 átomo; H: 2 átomos; O: 1 átomo.
4. Estos 74,091g de 74,091 g, están formados por 40,078g de Ca, 2,02 g de H y 31,998 g de O; entonces;

$$\% Ca = \frac{40,078 \text{ g Ca}}{74,091 \text{ g Ca(OH)}_2} \times 100 = 54,092 \% \text{ de Ca}$$

$$\% H = \frac{2,014 \text{ g H}}{74,091 \text{ g Ca(OH)}_2} \times 100 = 2,72 \% \text{ de H}$$

$$\% O = \frac{31,998 \text{ g O}}{74,091 \text{ g Ca(OH)}_2} \times 100 = 43,187 \% \text{ de O}$$

ACTIVIDAD 2

Determinar la composición porcentual para cada uno de los ejercicios propuestos en la actividad 1.

EL MOL

Así como expresamos la medida de la masa de una sustancia en gramos, o la capacidad de un recipiente en litros, en química utilizamos el mol para medir la cantidad de productos o reactivos que participan en una reacción química.

En química **el mol**, se utiliza para contar partículas muy pequeñas, como átomos, moléculas, iones y electrones, en una muestra, y equivale a su masa atómica o a su masa molecular. Un mol tiene $6,023 \times 10^{23}$ unidades, lo cual se conoce como el **número de Avogadro**, en honor al físico italiano Amadeo Avogadro.

- ✓ Todos los elementos contienen, en un mol, el mismo número de átomos. Ejemplo:

Un mol de sodio	pesa	22,98 g	y contiene	$6,023 \times 10^{23}$ átomos de sodio
Un mol de carbono	pesa	12,01 g	y contiene	$6,023 \times 10^{23}$ átomos de carbono
Un mol de hierro	pesa	55,84 g	y contiene	$6,023 \times 10^{23}$ átomos de hierro

- ✓ Todos los compuestos contienen, en una mol, el mismo número de moléculas y de iones. Ejemplo:

Un mol de amoníaco - NH_3	pesa	17 g	y contiene	$6,023 \times 10^{23}$ moléculas de NH_3
Un mol de cloruro de sodio - $NaCl$	pesa	58,43 g	y contiene	$6,023 \times 10^{23}$ iones de Na^{+1} y de Cl^{-1}
Un mol de agua - H_2O	pesa	18 g	y contiene	$6,023 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O

La masa de un mol de un elemento se denomina **mol-átomo** y corresponde a la cantidad de elemento cuya masa en gramos es igual a su masa atómica. Por ejemplo, el hierro -Fe- tiene una masa atómica de 55,84 g que corresponden a $6,023 \times 10^{23}$ átomos de hierro. La masa de un mol de cualquier compuesto se denomina **mol-molécula** y corresponde a la masa molecular del compuesto expresada en gramos. Por ejemplo, el dióxido de carbono – CO_2 - tiene una masa molecular de 44g que corresponden a $6,023 \times 10^{23}$ moléculas de dióxido de carbono

Gloria Inés Dávila Ríos. Docente de química

FACTORES DE CONVERSIÓN:

En química, debemos comparar magnitudes tales como la masa, cantidad de átomos, moléculas o moles, para esto utilizamos los factores de conversión; estos se plantean como igualdades, para resolver un ejercicio por factores de conversión, es necesario tener en cuenta los siguientes pasos:

- Identificar la cantidad conocida (cantidad y unidades)
- Determinar las igualdades y los factores de conversión que se requieren.

EJEMPLO 1: la plata se emplea en la fabricación de joyas, cubiertos y aleaciones. En el diseño de una pieza de joyería, se requieren 1,8 moles de plata. ¿A cuántos gramos de plata equivalen estas moles?

Procedimiento:

- ✓ identificamos la cantidad conocida: 1,8 moles de Ag
- ✓ buscamos el peso atómico de la plata: 107,9 g
- ✓ identificamos la incógnita: x g de Ag
- ✓ planteamos factor de conversión así:

$$x \text{ g Ag} = 1,8 \text{ moles Ag} \times \frac{107,9 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol de Ag}} = 194,2 \text{ g Ag}$$

- ✓ Respuesta: 1,8 moles de Ag equivalen a una masa de 194,2 g de Ag

ACTIVIDAD: realizar los procedimientos necesarios, teniendo en cuenta escribir siempre las unidades completas.

- La cafeína principal compuesto del café, tiene la fórmula $C_8H_{10}N_4O_2$. ¿Cuántos gramos hay en 0,54 moles de cafeína?
- ¿En cuál sustancia hay mayor cantidad de gramos?
 - En 2 moles de bromuro de calcio - $CaBr_2$ - o en 5 moles de ácido bromhídrico- HBr-
 - En 1,5 moles de hierro - Fe- o en 2 moles de oro -Au-
- Calcular el número de átomos y la masa en gramos para una lámina de aluminio de 57,9 g
- Determinar el número de moles en una muestra que contiene 35 g de ácido sulfúrico- H_2SO_4 -
- El cianuro de sodio - $NaCN$ - es un sólido blanco de punto de fusión 563°C. ¿cuántas moléculas hay en 0,64 g del compuesto?