


I.E.D. MONSEÑOR AGUSTÍN GUTIÉRREZ - FÓMEQUE			
	Asignatura: Química	Grado: NOVENO	Periodo: 3
	FÓRMULA MÍNIMA Y FÓRMULA MOLECULAR		
			ESTUDIANTE: _____ Curso: _____
ESTÁNDAR: Relaciono la estructura de las moléculas orgánicas e inorgánicas con sus propiedades físicas y químicas y su capacidad de cambio químico.		DBA: Comprende que los diferentes mecanismos de reacción química (óxido – reducción, descomposición, neutralización) posibilita la formación de compuestos inorgánicos.	
DESEMPEÑOS: PARA APRENDER: diferenciar entre la fórmula mínima y molecular PARA HACER: Determinar la fórmula mínima y molecular de un compuesto. PARA SER: actúa según sus propias convicciones. PARA CONVIVIR: Tratar a todas las personas como iguales en consonancia con las nociones de equidad y justicia.		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=n6YxpDH8DQY composición porcentual https://www.youtube.com/watch?v=HLYQJwQlyWI fórmula empírica y molecular	

A. 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 hidrógeno y de oxígeno en la molécula de agua.

Procedimiento:

- Determinar el peso molecular del agua: $H_2O = 18,02 \text{ g}$
- Determinar la cantidad de cada uno de los átomos en la molécula: H: 2 átomos; O: 1 átomo.
- Estos 18,02 g de H_2O están formados por 2,02 g de hidrógeno y 15,99 g de oxígeno; (guía de peso molecular), entonces;

$$\% H = \frac{2,02 \text{ g H}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} \times 100 = 11,21 \% \text{ de H}$$

$$\% O = \frac{15,99 \text{ g O}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} \times 100 = 88,78 \% \text{ de O}$$

ACTIVIDAD 1. Determinar el porcentaje de cada elemento en los siguientes compuestos

1. Cafeína: $C_8H_{10}N_4O_2$
2. Antitranspirante: $Al_2(SO_4)_3$
3. Azúcar de mesa: $C_{12}H_{22}O_{11}$
4. Hemoglobina: $C_{34}H_{32}O_4N_4Fe$
5. Glicerina: $C_3H_8O_3$

B. DETERMINACIÓN DE LA FÓRMULA EMPÍRICA: (fórmula mínima)

la fórmula empírica indica la relación más sencilla entre los átomos de un compuesto, esta relación es proporcional al número de moles de cada clase de átomos presentes y se indica con números enteros que corresponden a los subíndices de la fórmula.

EJEMPLO 1: Al someter a calentamiento 86,4 g de plomo -Pb- con 13,6 g de azufre -S-, se obtiene un sulfuro. ¿Cuál es la fórmula empírica (mínima) del compuesto?

Procedimiento:

- Convertir los gramos de cada elemento en moles
1 mol de Pb = 207 g/mol 1 mol de S = 32 g/mol
- Establecer los factores de conversión

$$86,4 \text{ g Pb} \times \frac{1 \text{ mol Pb}}{207 \text{ g Pb}} = 0,41 \text{ moles Pb}$$

$$13,6 \text{ g S} \times \frac{1 \text{ mol S}}{32 \text{ g S}} = 0,42 \text{ moles S}$$

- Establecer la relación en moles, para esto se divide el número de moles obtenidas entre el valor más pequeño.

$$Pb = \frac{0,41}{0,41} = 1$$

$$S = \frac{0,42}{0,41} = 1,02$$

La relación de moles es 1:1, el compuesto debe tener un átomo de plomo y un átomo de azufre. La fórmula empírica del compuesto es PbS .

EJEMPLO 2: se encontró que en 100 g de una muestra de un hidrocarburo hay 85,71% de carbono - C- y 14,29% de hidrógeno - H. Determinar la fórmula empírica del hidrocarburo.

Procedimiento:

- Para determinar la masa de cada elemento en la muestra, se multiplica el porcentaje de cada elemento por 100g.

$$C = 85,71 \% \times \frac{100 \text{ g}}{100 \%} = 85,71 \text{ g C}$$

$$H = 14,29 \% \times \frac{100 \text{ g}}{100 \%} = 14,29 \text{ g H}$$

- Convertir los gramos de cada elemento en moles

$$x \text{ moles C} = 85,71 \text{ g C} = \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 7,14 \text{ moles C}$$

$$x \text{ moles H} = 14,29 \text{ g H} = \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 14,29 \text{ moles H}$$

- Establecer la relación de moles:

$$C = \frac{7,14}{7,14} = 1$$

$$H = \frac{14,29}{7,14} = 2$$

La relación de moles es 1:2, el compuesto debe tener 1 átomo de C y 2 átomos de H, por tanto, la fórmula empírica queda C_1H_2 , el subíndice 1 no se escribe, entonces queda CH_2 .

• DETERMINACIÓN DE LA FÓRMULA MOLECULAR

La fórmula molecular indica el tipo y el número real de átomos que están presentes en el compuesto. Para escribir una fórmula molecular, es necesario saber la cantidad de átomos que constituyen el compuesto. La fórmula molecular es un múltiplo de la fórmula empírica.

Para determinar la fórmula molecular se establece el número de unidades fórmula empírica que hay en el compuesto:

$$\text{número de unidades fórmula} = \frac{\text{masa molecular del compuesto}}{\text{masa fórmula empírica}}$$

EJEMPLO: el análisis de un diurético indica la siguiente composición: H=5g; N=35g y O=60g; la masa molecular de la sustancia es de 80g/mol. Hallar la fórmula molecular del diurético.

Procedimiento:

- Convertir los gramos de cada elemento en moles

$$x \text{ moles de H} = 5 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol de H}}{1 \text{ g H}} = 5 \text{ moles de H}$$

$$x \text{ moles de N} = 35 \text{ g N} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14 \text{ g N}} = 2,5 \text{ moles de N}$$

$$x \text{ moles de O} = 60 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 3,75 \text{ moles de O}$$

- Hallamos la relación entre las moles de cada elemento, dividiendo cada uno entre el número menor

$$H = \frac{5 \text{ moles}}{2,5 \text{ moles}} = 2$$

$$N = \frac{2,5 \text{ moles}}{2,5 \text{ moles}} = 1$$

$$O = \frac{3,75 \text{ moles}}{2,5 \text{ moles}} = 1,5$$

En este caso, para obtener números enteros, multiplicamos por 2 los valores obtenidos

$$H = 2 \times 2 = 4$$

$$N = 1 \times 2 = 2$$

$$O = 1,5 \times 2 = 3$$

La fórmula empírica es $H_4N_2O_3$

- Determinamos la masa de la fórmula empírica: 80 g (guía masa molecular)
- Hallamos el número de unidades fórmula:

$$\text{número de unidades fórmula} = \frac{\text{masa molecular del compuesto}}{\text{masa fórmula empírica}} = \frac{80 \text{ g}}{80 \text{ g}} = 1$$

- Determinamos la fórmula molecular
Fórmula molecular = fórmula empírica x número de unidades fórmula
Fórmula molecular = $(H_4N_2O_3) \times 1 = H_4N_2O_3$

ACTIVIDAD 2: desarrollar los siguientes ejercicios, tenga en cuenta hacer los procedimientos necesarios para resolverlos.

1. Determinar la fórmula empírica para un compuesto que tiene el siguiente porcentaje en masa: 52,1% de C; 13,2 % de H y 34,7 % de O.
2. Hallar la fórmula empírica para un compuesto que tiene la siguiente composición: 72,4% Fe y 27,6% de O.
3. La masa molecular de una sustancia es 180,07 g y su composición centesimal es: 26,68% de Carbono, 2,24 % de hidrógeno y 71,08 % de oxígeno. Halla su fórmula empírica y molecular.
4. Un compuesto cuya masa molecular es 126g contiene 25,4% de S; 38,1% de O y 36,5% de Na. ¿Cuál es su fórmula molecular?
5. El análisis de un carbohidrato nos da la siguiente composición centesimal: 40 % de C; 6,71 % de H y 53,29% de O. Determinar la fórmula molecular del compuesto, sabiendo que su masa molecular es 180g.