

FÓRMULAS EMPÍRICA Y MOLECULAR

1.- Un cierto compuesto X está formado por un 33,3% del elemento A y un 66,7% del elemento B. ¿Cuántos gramos de X se formarán cuando se mezclan 3,98 gramos de A con 6,23 gramos de B, en las condiciones experimentales en las que se produjo X ?.

Solución:

En el compuesto X : Se combinan 33,3 gramos de A con 66,7 gramos de B

$$3,98\text{gramosA} \times \frac{66,7\text{gramosB}}{33,3\text{gramosA}} = 7,97\text{gramosB}$$

Según los cálculos anteriores, el reactivo **Limitante** es el B. Vamos a calcular por tanto los gramos de A que reaccionarán con B.

$$6,23\text{gramosB} \times \frac{33,3\text{gramosA}}{66,7\text{gramosB}} = 3,11\text{gramosA}$$

Por tanto se formarán de X: 3,11 gramos + 6,23 gramos = **9,34 gramos de X**

2.- ¿Qué sustancia es más rica en nitrógeno, el nitrato de potasio o el nitrito de calcio?

Masas atómicas: N = 14 ; O = 16; K = 39,1; Ca = 40

Solución:

Nitrato de potasio : KNO_3 $M_{\text{KNO}_3} = 101,1 \text{ g/mol}$

Nitrito de calcio : $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$ $M_{\text{Ca}(\text{NO}_2)_2} = 132 \text{ g/mol}$

$$\text{En el Nitrato : } \%N = \frac{14\text{gramos}}{101,1\text{gramos}} \times 100 = 13,85\%N$$

$$\text{En el Nitrito : } \%N = \frac{28\text{gramos}}{132\text{gramos}} \times 100 = 21,21\%N$$

Según estos cálculos el compuesto más rico en Nitrógeno es el Nitrito de calcio.

3.- Calcula la fórmula empírica de un compuesto cuya composición centesimal es: 38,71 % de Ca, 20 % de P y 41,29 % de O.

Masas atómicas: Ca = 40: P = 31: O = 16

Solución:

$$38,71\text{gramosCa} \times \frac{1\text{molátomosCa}}{40\text{gramosCa}} = 0,9678\text{molesCa} \quad 0,9678\text{molesCa} / 0,645 = 1,5 \times 2 = 3$$

$$20\text{gramosP} \times \frac{1\text{molátomosP}}{31\text{gramosP}} = 0,645\text{molesP} \quad \Rightarrow \quad 0,645\text{molesP} / 0,645 = 1 \times 2 = 2$$

$$41,29\text{gramosO} \times \frac{1\text{molátomosO}}{16\text{gramosO}} = 2,58\text{molesO} \quad 2,58\text{molesO} / 0,645 = 4 \times 2 = 8$$

Por tanto la fórmula empírica del compuesto es: **$(\text{Ca}_3\text{P}_2\text{O}_8)_n$**

4.- Un compuesto volátil contiene 54,5 % de C, 9,10 % de H y 36,4 % de O. Sabiendo que 0,345 g de este compuesto en estado gaseoso ocupan 120 mL a 100° C y 1 atm, determina su fórmula empírica y la molecular.

Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1

Solución:

$$\begin{aligned}
 54,5\text{gramosC} \times \frac{1\text{molátomosC}}{12\text{gramosC}} &= 4,54\text{molesC} & 4,54\text{molesC} / 2,275 &= 2 \\
 9,10\text{gramosH} \times \frac{1\text{molátomosH}}{1\text{gramosH}} &= 9,10\text{molesH} & \Rightarrow & 9,10\text{molesH} / 2,275 &= 4 \\
 36,4\text{gramosO} \times \frac{1\text{molátomosO}}{16\text{gramosO}} &= 2,275\text{molesO} & & 2,275\text{molesO} / 2,275 &= 1
 \end{aligned}$$

Por tanto la fórmula empírica del compuesto será: **(C₂H₄O)_n**

Para determinar su fórmula molecular, calcularemos en primer lugar su Masa Molecular:

$$\begin{aligned}
 n &= \frac{P \times V}{R \times T} = \frac{1\text{atm} \times 0,120\text{Litros}}{0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 373^\circ \text{K}} = 0,00392\text{moles} \\
 0,00392\text{moles} \times \frac{M\text{gramos}}{1\text{mol}} &= 0,345\text{gramos} \Rightarrow \\
 M &= 88\text{g} / \text{mol}
 \end{aligned}$$

Por otra parte como la fórmula del compuesto es : **(C₂H₄O)_n** , su Masa Molecular será igual a $M = (12 \times 2 + 1 \times 4 + 16 \times 1) n = 44 n = 88 \Rightarrow n = 2$

Es decir que la fórmula Molecular del compuesto es : **(C₂H₄O)₂ = C₄H₈O₂**

5.- Un hidrocarburo (compuesto formado por C y H) contiene un 85,63% de carbono. La densidad del gas en condiciones normales es 1,258 g/l. Halla las fórmulas empíricas y molecular del compuesto.

Masas atómicas: C = 12; H = 1

Solución:

a) Fórmula Empírica : 85,63% C ; 100-85,63 = 14,37% H

$$\begin{aligned} 85,63 \text{ gramos C} \times \frac{1 \text{ mol átomos C}}{12 \text{ gramos C}} &= 7,136 \text{ moles C} & 7,136 \text{ moles C} / 7,136 &= 1 \\ 14,37 \text{ gramos H} \times \frac{1 \text{ mol átomos H}}{1 \text{ gramos H}} &= 14,37 \text{ moles H} & 14,37 \text{ moles H} / 7,136 &= 2 \end{aligned} \Rightarrow$$

Por tanto la fórmula Empírica será : **(CH₂)_n**

b) Fórmula Molecular

La densidad de un gas viene dada por la ecuación: $d = \frac{P \times M}{R \times T}$

en donde P = presión en atmósfera; M es la Masa Molecular en g/mol ;

R = 0,082 atm x L x °K⁻¹ x mol⁻¹ y T es la temperatura absoluta y d es la densidad en g/L.

Aplicando esta ecuación se deduce que la Masa Molecular del compuesto es:

$$M = \frac{d \times R \times T}{P} = \frac{1,258 \frac{\text{g}}{\text{L}} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 273 \text{°K}}{1 \text{ atm}} = 28,16 \text{ g/mol}$$

Si el compuesto es **(CH₂)_n** su Masa Molecular es: (12 + 2) x n = 14 n = 28,16
→ n=2

La fórmula Molecular es por tanto : **(CH₂)₂ = C₂H₄**

6.- Al quemar 2,371 gramos de carbono se forman 8,688 gramos de un óxido gaseoso de este elemento. En condiciones normales, 1 litro de éste óxido pesa 1,9768 gramos. Halla la fórmula molecular de dicho compuesto.

Masas atómicas: C = 12; O = 16

Solución:

Al formarse 8,688 gramos de óxido y partirse de 2,371 gramos de carbono, el óxido estará formado por 2,371 gramos de carbono y $8,688 - 2,371 = 6,317$ gramos de oxígeno.

$$\begin{aligned} 2,371 \text{ gramos C} \times \frac{1 \text{ mol átomos C}}{12 \text{ gramos C}} &= 0,198 \text{ moles C} & 0,198 \text{ moles C} / 0,198 &= 1 \\ 6,317 \text{ gramos O} \times \frac{1 \text{ mol átomos O}}{16 \text{ gramos O}} &= 0,395 \text{ moles O} & 0,395 \text{ moles O} / 0,198 &= 2 \end{aligned} \Rightarrow$$

La fórmula empírica del compuesto es : **$(\text{CO}_2)_n$**

$$\begin{aligned} n &= \frac{P \times V}{R \times T} = \frac{1 \text{ atm} \times 1 \text{ Litros}}{0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 273^\circ \text{ K}} = 0,0447 \text{ moles} \\ 0,0447 \text{ moles} \times \frac{M \text{ gramos}}{1 \text{ mol}} &= 1,9768 \text{ gramos} \Rightarrow \\ M &= 44,2 \text{ g / mol} \end{aligned}$$

Por otra parte como la fórmula del compuesto es : **$(\text{CO}_2)_n$** , su Masa Molecular será igual a $M = (12 \times 1 + 16 \times 2) n = 44 n = 44,2 \rightarrow n = 1$

Es decir que la fórmula Molecular del compuesto es : **$(\text{CO}_2)_1 = \text{CO}_2$**

7.- Al quemar 3,1 gramos de un hidrocarburo, que ocupa 2,3 litros en condiciones normales, se producen 9,2 gramos de dióxido de carbono y 5,6 gramos de agua. Halla con estos datos sus fórmulas empírica y molecular.

Masas atómicas: C = 12; H = 1

Solución: $M_{CO_2} = 44 \text{ g/mol}$; $M_{H_2O} = 18 \text{ g/mol}$

a) Fórmula Empírica:

$$9,2 \text{ gramos } CO_2 \times \frac{12 \text{ gramos } C}{44 \text{ gramos } CO_2} = 2,51 \text{ gramos } C$$

$$5,6 \text{ gramos } H_2O \times \frac{2 \text{ gramos } H}{18 \text{ gramos } H_2O} = 0,622 \text{ gramos } H$$

$$2,51 \text{ gramos } C \times \frac{1 \text{ mol átomo } C}{12 \text{ gramos } C} = 0,209 \text{ moles } C \quad 0,209 \text{ moles } C / 0,209 = 1$$

$$0,622 \text{ gramos } H \times \frac{1 \text{ mol átomo } H}{1 \text{ gramos } H} = 0,622 \text{ moles } H \quad 0,622 \text{ moles } H / 0,209 = 3$$

La fórmula Empírica del compuesto será : $(CH_3)_n$

b) Fórmula Molecular:

$$n = \frac{P \times V}{R \times T} = \frac{1 \text{ atm} \times 2,3 \text{ Litros}}{0,082 \frac{\text{atm} \times L}{^\circ K \times \text{mol}} \times 273^\circ K} = 0,103 \text{ moles}$$

$$0,103 \text{ moles} \times \frac{M \text{ gramos}}{1 \text{ mol}} = 3,1 \text{ gramos} \Rightarrow$$

$$M = 30 \text{ g/mol}$$

Por otra parte como la fórmula del compuesto es : $(CH_3)_n$, su Masa Molecular será igual a $M = (12 \times 1 + 1 \times 3) n = 15 n = 30 \Rightarrow n = 2$

Es decir que la fórmula Molecular del compuesto es : $(CH_3)_2 = C_2H_6$