

## Nº AVOGADRO Y LEYES PONDERALES

- 1.- De un recipiente que contiene 32 g de metano(CH<sub>4</sub>), se extraen  $9 \times 10^{23}$  moléculas. Calcule:
- Los moles de metano que quedan.
  - Las moléculas de metano que quedan.
  - Los gramos de metano que quedan.

Masas atómicas: C=12; H=1

**Solución:**  $M_{CH_4} = 16 \text{ g/mol}$

a) Moles iniciales de CH<sub>4</sub> :  $32 \text{ gCH}_4 \times \frac{1 \text{ molCH}_4}{16 \text{ gCH}_4} = 2 \text{ molesCH}_4$

$$9 \times 10^{23} \text{ moléculasCH}_4 \times \frac{1 \text{ molCH}_4}{6,023 \times 10^{23} \text{ moléculasCH}_4} = 1,49 \text{ molesCH}_4$$

**Moles que sobran de CH<sub>4</sub> = 2 moles - 1,49 moles = 0,51 moles de CH<sub>4</sub>**

b)  $32 \text{ gCH}_4 \times \frac{1 \text{ molCH}_4}{16 \text{ gCH}_4} = 2 \text{ molesCH}_4 \times \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ molCH}_4} = 1,2 \times 10^{24} \text{ moléculas}$

**Moléculas que quedan de Metano:  $1,2 \times 10^{24} - 9 \times 10^{23} = 3 \times 10^{23}$  moléculas de CH<sub>4</sub>**

c)  $1,49 \text{ molesCH}_4 \times \frac{16 \text{ gCH}_4}{1 \text{ molesCH}_4} = 23,84 \text{ gCH}_4$  **Quedarán:  $32 - 23,84 = 8,16 \text{ g CH}_4$**

2.- Se toman 5,1 g de  $H_2S$ . Calcule:

- El n° de moles presentes y el volumen que ocupan en condiciones normales
- El n° de moléculas de  $H_2S$  presentes.
- El n° de átomos de hidrógeno.

Masas atómicas: H = 1; S = 32.

**Solución:**  $M_{H_2S} = 34 \text{ g/mol}$

a)

$$5,1gH_2S \times \frac{1molH_2S}{34gH_2S} = 0,15molesH_2S$$

$$0,15molesH_2S \times \frac{22,4Litros}{1molesH_2S} = 3,36LitrosH_2S$$

b)  $0,15molesH_2S \times \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1molesH_2S} = 9,03 \times 10^{22} \text{ moléculasH}_2S$

c)  $9,03 \times 10^{22} \text{ moléculasH}_2S \times \frac{2\text{átomosH}}{1\text{moléculasH}_2S} = 1,8 \times 10^{23} \text{ átomosH}$

3.- Un litro de  $SO_2$  se encuentra en condiciones normales. Calcule:

- El n° de moles que contiene.
- El n° de moléculas de  $SO_2$  presentes.
- La masa de una molécula de dióxido de azufre.

Masas atómicas: O = 16; S = 32

**Solución:**  $M_{SO_2} = 64 \text{ g/mol}$

a)  $1LitroSO_2 \times \frac{1molSO_2}{22,4LitroSO_2} = 0,045molesSO_2$

b)  $0,045molesSO_2 \times \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1molesSO_2} = 2,71 \times 10^{22} \text{ moléculasSO}_2$

c)  $1\text{moléculaSO}_2 \times \frac{64\text{gramos}}{6,023 \times 10^{23} \text{ moléculasSO}_2} = 1,06 \times 10^{-22} \text{ gramos}$

4.- Expresar en moles las siguientes cantidades de dióxido de azufre:

a) 11,2 litros, medidos en condiciones normales de presión y temperatura

b)  $6,023 \times 10^{22}$  moléculas.

c) 35 litros medidos a  $27^\circ\text{C}$  y 2 atm de presión.

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

**Solución:**  $M_{\text{SO}_2} = 64 \text{ g/mol}$  ;  $27^\circ\text{C} = 300^\circ\text{K}$

$$\text{a) } 11,2 \text{ LitroSO}_2 \times \frac{1 \text{ molSO}_2}{22,4 \text{ LitroSO}_2} = 0,5 \text{ molesSO}_2$$

$$\text{b) } 6,023 \times 10^{22} \text{ moléculasSO}_2 \times \frac{1 \text{ molSO}_2}{6,023 \times 10^{23} \text{ moléculasSO}_2} = 0,1 \text{ molesSO}_2$$

$$\text{c) } n = \frac{P \times V}{R \times T} = \frac{2 \text{ atm} \times 35 \text{ Litros}}{0,082 \frac{\text{atm} \times \text{Litro}}{^\circ\text{K} \times \text{mol}} \times 300^\circ\text{K}} = 2,85 \text{ molesSO}_2$$

5.- a) ¿Cuál es la masa, expresada en gramos, de un átomo de sodio?

b) ¿Cuántos átomos de aluminio hay en 0'5 g de este elemento?

c) ¿Cuántas moléculas hay en una muestra que contiene 0'5 g de tetracloruro de carbono?

Masas atómicas: C = 12; Na = 23; Al = 27; Cl = 35'5.

**Solución:**  $M_{\text{Cl}_4\text{C}} = 154 \text{ g/mol}$

$$\text{a) } 1 \text{ átomoNa} \times \frac{23 \text{ gramos}}{6,023 \times 10^{23} \text{ átomosNa}} = 3,82 \times 10^{-23} \text{ gramos}$$

$$\text{b) } 0,5 \text{ gAl} \times \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ átomosAl}}{27 \text{ gramos}} = 1,12 \times 10^{22} \text{ átomosAl}$$

$$\text{c) } 0,5 \text{ gCl}_4\text{C} \times \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ moléculasCl}_4\text{C}}{154 \text{ gramosCl}_4\text{C}} = 1,96 \times 10^{21} \text{ moléculasCl}_4\text{C}$$

6.- Razone si las siguientes afirmaciones son correctas o no:

a) 17 g de  $\text{NH}_3$  ocupan, en condiciones normales, un volumen de 22'4 litros.

b) En 17 g  $\text{NH}_3$  hay  $6'023 \cdot 10^{23}$  moléculas.

c) En 32 g de  $\text{O}_2$  hay  $6'023 \times 10^{23}$  átomos de oxígeno.

Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16.

**Solución:**  $M_{\text{NH}_3} = 17 \text{ g/mol}$

$$\text{a) } 17 \text{ grNH}_3 \times \frac{1 \text{ molNH}_3}{17 \text{ grNH}_3} \times \frac{22,4 \text{ LitrosNH}_3}{1 \text{ molNH}_3} = 22,4 \text{ LitroNH}_3 \quad \text{Verdadera}$$

$$\text{b) } 17 \text{ grNH}_3 \times \frac{1 \text{ molNH}_3}{17 \text{ grNH}_3} \times \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ moléculasNH}_3}{1 \text{ molNH}_3} = 6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas} \quad \text{Verdadera}$$

$$\text{c) } 32 \text{ grO}_2 \times \frac{1 \text{ molO}_2}{32 \text{ grO}_2} \times \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ moléculasO}_2}{1 \text{ molO}_2} \times \frac{2 \text{ átomosO}}{1 \text{ moléculasO}_2} = 1,21 \times 10^{24} \text{ átomosO} \quad \text{Falso}$$

**7.-** Se sabe que 48,61 gramos de magnesio reaccionan con 32,0 gramos de oxígeno para dar óxido de magnesio.

a) ¿Cuántos gramos de óxido de magnesio se obtendrán?

b) ¿Con cuántos gramos de oxígeno reaccionarán 1,0 gramo de magnesio?  
¿Cuánto óxido se obtendrá?

c) ¿Con cuántos gramos de magnesio reaccionarán 1,0 gramo de oxígeno?  
¿Cuánto óxido se obtendrá?

**Solución:**

a)  $48,61 \text{ gramos Mg} + 32 \text{ gramos O}_2 = 80,61 \text{ gramos de Óxido}$ : **Ley de Lavoisier**

b)

$$1 \text{ gramo Mg} \times \frac{32 \text{ gramos O}_2}{48,61 \text{ gramos Mg}} = 0,66 \text{ gramos O}_2$$

$$\text{Gramos Óxido} = 1 \text{ gramo Mg} + 0,66 \text{ gramos O}_2 = 1,66 \text{ gramos Óxido}$$

c)

$$1 \text{ gramo O}_2 \times \frac{48,61 \text{ gramos Mg}}{32 \text{ gramos O}_2} = 1,52 \text{ gramos Mg}$$

$$\text{Gramos Óxido} = 1,52 \text{ gramo Mg} + 1 \text{ gramos O}_2 = 2,52 \text{ gramos Óxido}$$

8.- El amoníaco es un compuesto formado por Hidrógeno y Nitrógeno. Al analizar varias muestras, se han obtenido los siguientes resultados:

Masa de N (gramos)	5,56	10,88	19,85	29,98	37,59
Masa de H (gramos)	1,19	2,33	4,25	6,42	8,05

- a) ¿Se cumple la ley de las proporciones definidas?  
 b) ¿Cuánto Nitrógeno se combina con 1 gramo de Hidrógeno? y ¿cuánto gramos de amoníaco se formará?

**Solución:**

$$a) \frac{\text{gramosN}}{\text{gramosH}} = \frac{5,56}{1,19} = \frac{10,88}{2,33} = \frac{19,85}{4,25} = \frac{29,98}{6,42} = \frac{37,59}{8,05} = 4,67 \quad \text{Si se cumple}$$

b)

$$1\text{gramoH}_2 \times \frac{4,67\text{gramosN}_2}{1\text{gramosH}_2} = 4,67\text{gramosN}_2$$

$$\text{GramosNH}_3 = 4,67\text{gramosN}_2 + 1\text{gramoH}_2 = 5,67\text{gramosNH}_3$$

9.- Al analizar el dióxido de carbono se comprueba que tiene un 27% de C. Calcular la cantidad de dióxido de carbono que se obtendrá al combinar 54 gramos de C con el suficiente oxígeno.

**Solución:**

*Si el compuesto contiene un 27% de carbono => Si tomamos 100 gramos de Dióxido de carbono: habrá 27 gramos de Carbono y 100-27= 73 gramos de Oxígeno.*

*Por tanto:*

$$54\text{gramosC} \times \frac{73\text{gramosO}_2}{27\text{gramosC}} = 146\text{gramosO}_2$$

$$\text{GramosCO}_2 = 54\text{gramosC} + 146\text{gramosO}_2 = 200\text{gramosCO}_2$$

10.- 25,1 gramos de mercurio se combinan con 2 gramos de oxígeno para formar óxido de mercurio. En otras condiciones 0,402 gramos de mercurio se combinan con 0,016 gramos de oxígeno para formar otro óxido. Verifica la ley de las proporciones múltiples.

Compuesto A } 25,1 gramos de Hg  
                  } 2 gramos de O<sub>2</sub>

Compuesto B } 0,402 gramos de Hg  
                  } 0,016 gramos de O<sub>2</sub>

Compuesto B } 25,1 gramos de Hg  
                  }  $25,1\text{grHg} \times \frac{0,016\text{grO}_2}{0,402\text{grHg}} = 1\text{grO}_2$

→ masa O<sub>2</sub> (A) / masa O<sub>2</sub> (B) = 2 = n° entero

**11.-** El estaño forma dos cloruros cuyos contenidos en estaño son 88,12 % y 78,76 % respectivamente. Comprueba que se cumple la ley de las proporciones múltiples.

Cloruro A } 88,12 gramos de Sn  
                  } 11,88 gramos de Cl<sub>2</sub>

Cloruro B } 78,76 gramos de Sn  
                  } 21,24 gramos de Cl<sub>2</sub>

Cloruro B } 88,12 gramos de Sn  
                  }  $88,13\text{grSn} \times \frac{21,24\text{grCl}_2}{78,76\text{grSn}} = 23,76\text{grCl}_2$

→ masa Cl<sub>2</sub> (B) / masa Cl<sub>2</sub> (A) = 23,76/11,88 = 2 = número entero