Nº AVOGADRO Y LEYES PONDERALES

1.- De un recipiente que contiene 32 g de metano(CH_4), se extraen 9×10^{23} moléculas. Calcule:

a) Los moles de metano que quedan.

b) Las moléculas de metano que quedan.

c) Los gramos de metano que quedan.

Masas atómicas: C=12; H=1

Solución: M_{CH4} = 16 g/mol

a)Moles iniciales de CH_4 : $32gCH_4 \times \frac{1molCH_4}{16gCH_4} = 2molesCH_4$

$$9\times10^{23}moléculasCH_4 \times \frac{1molCH_4}{6,023\times10^{23}moléculasCH_4} = 1,49molesCH_4$$

Moles que sobran de CH_4 = 2 moles – 1,49 moles = 0,51 moles de CH_4

b) $32gCH_4 \times \frac{1molCH_4}{16gCH_4} = 2molesCH_4 \times \frac{6,023\times10^{23}moléculas}{1molCH_4} = 1,2\times10^{24}moléculas$

Moléculas que quedan de Metano: $1,2\times10^{24} - 9\times10^{23} = 3\times10^{23}$ moléculas de CH_4

c) $1,49molesCH_4 \times \frac{16gCH_4}{1molesCH_4} = 23,84gCH_4$ Quedarán: 32 – 23,84 =8,16 g CH_4

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

a) El nº de moles presentes y el volumen que ocupan en condiciones normales

b) El nº de moléculas de H_2S presentes.

c) El nº de átomos de hidrógeno.

Masas atómicas: H = 1; S = 32.

Solución: M_{H2S} = 34 g/mol

a)

$$5{,}1 g H_2S \times \frac{1 mol H_2S}{34 g H_2S} = 0{,}15 moles H_2S$$

$$0{,}15 moles H_2S \times \frac{22{,}4 Litros}{1 moles H_2S} = 3{,}36 Litros H_2S$$

b) $$0{,}15 moles H_2S \times \frac{6{,}023 \times 10^{23} moléculas}{1 moles H_2S} = 9{,}03 \times 10^{22} moléculas H_2S$$

c) $$9{,}03 \times 10^{22} moléculas H_2S \times \frac{2 átomos H}{1 moléculas H_2S} = 1{,}8 \times 10^{23} átomos H$$

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

a) El nº de moles que contiene.

b) El nº de moléculas de SO_2 presentes.

c) La masa de una molécula de dióxido de azufre.

Masas atómicas: O = 16; S = 32

Solución: M_{SO2} =64 g/mol

a) $$1 Litro SO_2 \times \frac{1 mol SO_2}{22{,}4 Litro SO_2} = 0{,}045 moles SO_2$$

b) $$0{,}045 moles SO_2 \times \frac{6{,}023 \times 10^{23} moléculas}{1 moles SO_2} = 2{,}71 \times 10^{22} moléculas SO_2$$

c) $$1 molécula SO_2 \times \frac{64 gramos}{6{,}023 \times 10^{23} moléculas SO_2} = 1{,}06 \times 10^{-22} gramos$$

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

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

b) 6,023 10^{22} moléculas.

c) 35 litros medidos a 27°C y 2 atm de presión.

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

Solución: M_{SO2} =64 g/mol ; 27°C = 300°K

a) $$11,2 Litro SO_2 \times \frac{1 mol SO_2}{22,4 Litro SO_2} = 0,5 moles SO_2$$

b) $$6,023 \times 10^{22} moléculas SO_2 \times \frac{1 mol SO_2}{6,023 \times 10^{23} moléculas SO_2} = 0,1 moles SO_2$$

c) $$n = \frac{P \times V}{R \times T} = \frac{2 atm \times 35 Litros}{0,082 \frac{atm \times Litro}{^{o}K \times mol} \times 300^{o} K} = 2,85 moles SO_2$$

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_{Cl4C} = 154 g/mol

a) $$1 átomo Na \times \frac{23 gramos}{6,023 \times 10^{23} átomos Na} = 3,82 \times 10^{-23} gramos$$

b) $$0,5 g Al \times \frac{6,023 \times 10^{23} átomos Al}{27 gramos} = 1,12 \times 10^{22} átomos Al$$

c) $$0,5 g Cl_4C \times \frac{6,023 \times 10^{23} moléculas Cl_4C}{154 gramos Cl_4C} = 1,96 \times 10^{21} moléculas Cl_4C$$

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

a) 17 g de NH_3 ocupan, en condiciones normales, un volumen de 22'4 litros.

b) En 17 g NH_3 hay 6'023. 10^{23} moléculas.

c) En 32 g de O_2 hay 6'023 x10^{23} átomos de oxígeno.

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

Solución: M_{NH3} = 17 g/mol

a) $17 grNH_3 \times \frac{1 molNH_3}{17 grNH_3} \times \frac{22,4 LitrosNH_3}{1 molNH_3} = 22,4 LitroNH_3$ **Verdadera**

b) $17 grNH_3 \times \frac{1 molNH_3}{17 grNH_3} \times \frac{6,023 \times 10^{23} moléculasNH_3}{1 molNH_3} = 6,023 \times 10^{23} moléculas$ **Verdadera**

c) $32 grO_2 \times \frac{1 molO_2}{32 grO_2} \times \frac{6,023 \times 10^{23} moléculasO_2}{1 molO_2} \times \frac{2 átomosO}{1 moléculasO_2} = 1,21 \times 10^{24} átomosO$ **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 gramos Mg + 32 gramos O_2 = 80,61 gramos de Óxido: **Ley de Lavoisier**

b)

$$1 gramo Mg \times \frac{32 gramos O_2}{48,61 gramos Mg} = 0,66 gramos O_2$$

$$Gramos Óxido = 1 gramo Mg + 0,66 gramos O_2 = 1,66 gramos Óxido$$

c)

$$1 gramo O_2 \times \frac{48,61 gramos Mg}{32 gramos O_2} = 1,52 gramos Mg$$

$$Gramos Óxido = 1,52 gramo Mg + 1 gramos O_2 = 2,52 gramos Óxido$$

8.- El amoniaco 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 amoniaco se formará?

Solución:

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

b)

$$1gramoH_2 \times \frac{4,67gramosN_2}{1gramosH_2} = 4,67gramosN_2$$

$$GramosNH_3 = 4,67gramosN_2 + 1gramoH_2 = 5,67gramosNH_3$$

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 :

$$54gramosC \times \frac{73gramosO_2}{27gramosC} = 146gramosO_2$$

$$GramosCO_2 = 54gramosC + 146gramoO_2 = 200gramosCO_2$$

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_2

Compuesto B { 0,402 gramos de Hg
0,016 gramos de O_2

Compuesto B { 25,1 gramos de Hg

$$25{,}1 grHg \times \frac{0{,}016 grO_2}{0{,}402 grHg} = 1 grO_2$$

➔ masa O_2 (A)/ masa O_2 (B) = 2 = nº 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_2

Cloruro B
- 78,76 gramos de Sn
- 21,24 gramos de Cl_2

Cloruro B
- 88,12 gramos de Sn
- $88{,}13 grSn \times \frac{21{,}24 grCl_2}{78{,}76 grSn} = 23{,}76 grCl_2$

➔ masa Cl_2 (B)/ masa Cl_2 (A) = 23,76/11,88= 2 = número entero