

PROBLEMAS DISOLUCIONES

1.- Calcular M de una disolución obtenida disolviendo en agua 100 g de sulfato de cobre(II) y añadiendo después más agua hasta completar un volumen de un litro.

Masas Atómicas: S=32; Cu=63,5; O=16

Solución: $M_{\text{CuSO}_4} = 159,5 \text{ g/mol}$

$$100 \text{ gramos CuSO}_4 \times \frac{1 \text{ mol CuSO}_4}{159,5 \text{ gramos CuSO}_4} = 0,63 \text{ moles CuSO}_4$$

$$\text{Molaridad} = \frac{0,63 \text{ moles CuSO}_4}{1 \text{ Litro Disolución}} = 0,63 \text{ moles / L} = 0,63 \text{ M}$$

2.- Calcular la cantidad de ácido fosfórico necesario para preparar 500 mL de disolución 0.1Molar.

Masas Atómicas: P=31; O=16; H=1

Solución: $M_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 98 \text{ g/mol}$

$$500 \text{ mL Disolución} \times \frac{0,1 \text{ moles H}_3\text{PO}_4}{1000 \text{ mL Disolución}} \times \frac{98 \text{ gramos H}_3\text{PO}_4}{1 \text{ moles H}_3\text{PO}_4} = 4,9 \text{ gramos H}_3\text{PO}_4$$

3.- Se desean preparar 250 cm³ de disolución 3 M de ácido sulfúrico. ¿Qué cantidad de ácido habrá de disolverse?

Masas Atómicas: S=32; O=16; H=1

Solución: $M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ g/mol}$

$$250 \text{ mL Disolución} \times \frac{3 \text{ moles H}_2\text{SO}_4}{1000 \text{ mL Disolución}} \times \frac{98 \text{ gramos H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ moles H}_2\text{SO}_4} = 73,5 \text{ gramos H}_2\text{SO}_4$$

4.- Calcular la cantidad de hidróxido de calcio que se halla disuelta en 200 cm³ de disolución 2.5 Molar.

Masas Atómicas: Ca=40; O=16; H=1

Solución: $M_{\text{Ca(OH)}_2} = 74 \text{ g/mol}$

$$200\text{mLDisolución} \times \frac{2,5\text{molesCa(OH)}_2}{1000\text{mLDisolución}} \times \frac{74\text{gramosCa(OH)}_2}{1\text{molesCa(OH)}_2} = 37\text{gramosCa(OH)}_2$$

5.- Se disuelven 2,5 g de ácido sulfúrico puro en agua hasta completar 125 mL. ¿Cuál es la molaridad de la disolución?

Masas Atómicas: S=32; O=16; H=1

Solución: $M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ g/mol}$

$$2,5\text{gramosH}_2\text{SO}_4 \times \frac{1\text{molH}_2\text{SO}_4}{98\text{gramosH}_2\text{SO}_4} = 0,0255\text{molesH}_2\text{SO}_4$$
$$\text{Molaridad} = \frac{0,0255\text{molesH}_2\text{SO}_4}{0,125\text{LitrosDisolución}} = 0,204\text{moles / L} = 0,204\text{M}$$

6.- ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio hay en 50 cm³ de disolución 0,6 M de la misma?

Masas Atómicas: Na=23; O=16; H=1

Solución: $M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g/mol}$

$$50\text{mLDisolución} \times \frac{0,6\text{molesNaOH}}{1000\text{mLDisolución}} \times \frac{40\text{gramosNaOH}}{1\text{molesNaOH}} = 1,2\text{gramosNaOH}$$

7.- ¿Qué cantidad de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, se precisa para preparar 100 cm³ de disolución 0,1M?

Masas Atómicas: C=12; O=16; H=1

Solución: $M_{C_6H_{12}O_6} = 180 \text{ g/mol}$

$$100 \text{ mL Disolución} \times \frac{0,1 \text{ moles } C_6H_{12}O_6}{1000 \text{ mL Disolución}} \times \frac{180 \text{ gramos } C_6H_{12}O_6}{1 \text{ moles } C_6H_{12}O_6} = 1,8 \text{ gramos } C_6H_{12}O_6$$

8.- ¿Que molaridad tiene una disolución de nitrato de sodio en la que hay 10 g de soluto en 100 cm³ de disolución?

Masas Atómicas: N=14; O=16; Na=23

Solución: $M_{NaNO_3} = 85 \text{ g/mol}$

$$10 \text{ gramos } NaNO_3 \times \frac{1 \text{ mol } NaNO_3}{85 \text{ gramos } NaNO_3} = 0,118 \text{ moles } NaNO_3$$

$$\text{Molaridad} = \frac{0,118 \text{ moles } NaNO_3}{0,100 \text{ Litros Disolución}} = 1,18 \text{ moles / L} = 1,18 \text{ M}$$

9.- Calcular la molalidad de una disolución que contiene 46 g de cloruro de hierro(III) en 50 g de agua.

Masas Atómicas: Fe=55,85; Cl=35,5

Solución: $M_{FeCl_3} = 162,35 \text{ g/mol}$

$$46 \text{ gramos } FeCl_3 \times \frac{1 \text{ mol } FeCl_3}{162,35 \text{ gramos } FeCl_3} = 0,283 \text{ moles } FeCl_3$$

$$\text{Molalidad} = \frac{0,283 \text{ moles } FeCl_3}{0,050 \text{ Kilogramos } H_2O} = \frac{5,66 \text{ moles}}{\text{Kg}} = 5,66 \text{ molal}$$

10.- Una disolución de hidróxido de sodio al 25% en peso tiene una densidad de $1,275 \text{ g/cm}^3$. Calcular su molaridad.

Masas Atómicas: Na=23; O=16; H=1

Solución: $M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g/mol}$

$$\frac{25 \text{ gramos NaOH}}{100 \text{ gramos Disoluc}} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ gramos NaOH}} \times \frac{1,275 \text{ gramos Disoluc}}{1 \text{ mL Disoluc}} \times \frac{1000 \text{ mL Disoluc}}{1 \text{ Litro Disoluc}} = 7,97 \text{ M}$$

11.- En un frasco de laboratorio se lee: disolución de ácido perclórico, 35% y densidad $1,252 \text{ g/cm}^3$. Calcular la molaridad y la molalidad de la disolución.

Masas Atómicas: Cl=35,5; O=16; H=1

Solución: $M_{\text{HClO}_4} = 100,5 \text{ g/mol}$

a) Molaridad

$$\frac{35 \text{ gramos HClO}_4}{100 \text{ gramos Disoluc}} \times \frac{1 \text{ mol HClO}_4}{100,5 \text{ gramos HClO}_4} \times \frac{1,252 \text{ gramos Disoluc}}{1 \text{ mL Disoluc}} \times \frac{1000 \text{ mL Disoluc}}{1 \text{ Litro Disoluc}} = 4,36 \text{ M}$$

b) Molalidad : *El 35% indica que en 100 gramos de Disolución hay 35 gramos de soluto y por tanto 65 gramos de Disolvente.*

$$\frac{35 \text{ gramos HClO}_4}{65 \text{ gramos Disolvente}} \times \frac{1 \text{ mol HClO}_4}{100,5 \text{ gramos HClO}_4} \times \frac{1000 \text{ gramos Disolvente}}{1 \text{ Kg Disolvente}} = 5,36 \frac{\text{moles}}{\text{Kg}} = 5,36 \text{ Molal}$$

12.- Se dispone de una disolución de ácido sulfúrico al 27%. Su densidad es de $1,19 \text{ g/cm}^3$. Calcular su molalidad.

Masas Atómicas: S=32; O=16; H=1

Solución: $M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ g/mol}$

Molalidad : *El 27% indica que en 100 gramos de Disolución hay 27 gramos de soluto y por tanto 73 gramos de Disolvente.*

$$\frac{27 \text{ gramos H}_2\text{SO}_4}{73 \text{ gramos Disolvente}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ gramos H}_2\text{SO}_4} \times \frac{1000 \text{ gramos Disolvente}}{1 \text{ Kg Disolvente}} = 3,77 \frac{\text{moles}}{\text{Kg}} = 3,77 \text{ Molal}$$

13.- ¿Cuál de las siguientes disoluciones contiene más cloruro de sodio: a) 500 mL de disolución de cloruro de sodio 2 M; b) 200 mL de disolución de cloruro de sodio 5 M?

Masas Atómicas: Cl=35,5; Na=23

Solución: $M_{\text{NaCl}} = 58,5 \text{ g/mol}$

$$\text{a)} \quad 500 \text{ mL Disolución} \times \frac{2 \text{ moles NaCl}}{1000 \text{ mL Disolución}} \times \frac{58,5 \text{ gramos NaCl}}{1 \text{ moles NaCl}} = 58,5 \text{ gramos NaCl}$$

$$\text{b)} \quad 200 \text{ mL Disolución} \times \frac{5 \text{ moles NaCl}}{1000 \text{ mL Disolución}} \times \frac{58,5 \text{ gramos NaCl}}{1 \text{ moles NaCl}} = 58,5 \text{ gramos NaCl}$$

Por tanto las dos disoluciones contienen los mismos gramos de NaCl.

14.- Se mezclan 2 litros de disolución de ácido clorhídrico 6 M con 3 litros de disolución de ácido clorhídrico 1 M. ¿Cuál es la molaridad de la disolución resultante?

$$\text{1ª Disolución:} \quad 2 \text{ Litros Disolución} \times \frac{6 \text{ moles HCl}}{1 \text{ Litro Disolución}} = 12 \text{ moles HCl}$$

$$\text{2ª Disolución:} \quad 3 \text{ Litros Disolución} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ Litro Disolución}} = 3 \text{ moles HCl}$$

$$\text{Disolución Resultante:} \quad \text{Molaridad} = \frac{(12 + 3) \text{ moles HCl}}{(2 + 3) \text{ Litros Disolución}} = 3 \text{ Molar}$$

15.- Se prepara una disolución disolviendo 21 g de soluto en agua, hasta completar 200 mL. ¿Cuál es el peso molecular del soluto, si la concentración es 1,2 M?

Solución:

$$21 \text{ gramos Solute} \times \frac{1 \text{ mol Solute}}{M \text{ gramos Solute}} = \frac{21}{M} \text{ moles Solute}$$

$$\text{Molaridad} = 1,2 = \frac{\frac{21}{M} \text{ moles Solute}}{0,200 \text{ Litros Disolución}} \Rightarrow M = 87,5 \text{ g/mol}$$

16.- En un litro de agua se disuelven 100 gr de hidróxido de sodio, quedando un volumen total de 1020 mL. a) ¿Cuál es la riqueza en % de la disolución?. b) ¿Cuántos g/litro contiene?.

Masas Atómicas: Na=23; O=16; H=1

Solución: $M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g/mol}$

a) 1 Litro de agua pesa 1 Kilogramo. Disolución: 1000 gramos agua + 100 gramos NaOH=1100gramos

$$\%Masa = \frac{\text{gramosSolutos}}{\text{gramosDisolución}} \times 100 = \frac{100\text{gramosNaOH}}{1100\text{gramosDisolución}} \times 100 = 9,1\%$$

b) $g / L = \frac{100\text{gramosNaOH}}{1,020\text{LitrosDisolución}} = 98,04g / L$

17.- Se toman 40 mL de ácido clorhídrico concentrado (36% en peso y 1,18 g/mL de densidad) y se le añade agua hasta completar un litro de disolución. ¿Qué concentración molar resulta?.

Masas Atómicas: Cl=35,5; H=1

Solución: $M_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ g/mol}$

$$40\text{mLDisolución} \times \frac{1,18\text{gramosDisolución}}{1\text{mLDisolución}} \times \frac{36\text{gramosHCl}}{100\text{gramosDisolución}} \times \frac{1\text{molHCl}}{36,5\text{gramosHCl}} = 0,47\text{molesHCl}$$

Molaridad Resultante: $M = \frac{0,47\text{molesHCl}}{1\text{LitroDisolución}} = 0,47\text{moles} / L = 0,47\text{Molar}$

18.- Un litro de disolución del 40% en peso y 1,2 g/mL de densidad, ¿qué cantidades de soluto y de agua contiene?

Solución:

$$1000\text{mLDisolución} \times \frac{1,2\text{gramosDisolución}}{1\text{mLDisolución}} = 1200\text{gramosDisolución}$$

a) *Gramos de soluto:*

$$1200\text{gramosDisolución} \times \frac{40\text{gramosSolutos}}{100\text{gramosDisolución}} = 480\text{gramosSolutos}$$

b) *Gramos de agua = 1200 gramos Disolución - 480 gramos Solutos = 720 gramos de agua*

19.- Disponiendo de una disolución comercial de ácido clorhídrico del 36% de riqueza y 1,18 g/mL de densidad, ¿cómo se puede preparar medio litro de concentración 6 g/L?

Masas Atómicas: Cl=35,5; H=1

Solución: $M_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ g/mol}$

$$500\text{mLDisolución} \times \frac{6\text{gramosHCl}}{1000\text{mLDisolución}} = 3\text{gramosHCl}$$

$$3\text{gramosHCl} \times \frac{100\text{gramosDisolución}}{36\text{gramosHCl}} \times \frac{1\text{mLDisolución}}{1,18\text{gramosDisolución}} = 7,06\text{mLDisolución}$$

Por tanto se procedería de la siguiente manera: Se cogería un matraz aforado de 500 mL. Con una pipeta se sacarían 7,06 mL de la disolución comercial que se llevarían a dicho matraz y el resto hasta completar los 500 mL se añadiría agua hasta el enrase.

20.- En 200 g de agua se disuelven 20 g de cloruro de sodio, resultando una densidad de 1,12 g/mL. ¿Qué molaridad tendrá la disolución?

Masas Atómicas: Cl=35,5; Na=23

Solución: $M_{\text{NaCl}} = 58,5 \text{ g/mol}$

Volumen de la disolución:

$$(200 + 20) \text{ gramos Disolución} \times \frac{1 \text{ mL Disolución}}{1,12 \text{ gramos Disolución}} = 196,43 \text{ mL Disolución}$$

Molaridad:

$$20 \text{ gramos NaCl} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ gramos NaCl}} = 0,34 \text{ moles NaCl}$$

$$\text{Molaridad} = \frac{0,34 \text{ moles NaCl}}{0,196 \text{ Litros Disolución}} = 1,74 \text{ Molar}$$

21.- ¿Qué volumen de disolución 3 M de ácido nítrico hemos de tomar para tener 20 g de dicha sustancia?

Masas Atómicas: N=14; O=16; H=1

Solución: $M_{\text{HNO}_3} = 63 \text{ g/mol}$

$$20 \text{ gramos HNO}_3 \times \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ gramos HNO}_3} \times \frac{1 \text{ Litro Disolución}}{3 \text{ moles HNO}_3} = 0,106 \text{ Litros Disolución}$$

22.- ¿Cuántos gramos de ácido fosfórico contienen 30 ml de una disolución al 40% y densidad 1,24 g/mL?

Masas Atómicas: P=31; O=16; H=1

Solución: $M_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 98 \text{ g/mol}$

$$30 \text{ mL Disolución} \times \frac{1,24 \text{ gramos Disolución}}{1 \text{ mL Disolución}} \times \frac{40 \text{ gramos H}_3\text{PO}_4}{100 \text{ gramos Disolución}} = 14,88 \text{ gramos H}_3\text{PO}_4$$

23.- Necesitamos 10 g de ácido carbónico. ¿Qué volumen hemos de tomar de una disolución al 45% y densidad 1,4 g/mL?

Solución:

$$10\text{gramosH}_2\text{CO}_3 \times \frac{100\text{gramosDisolución}}{45\text{gramosH}_2\text{CO}_3} \times \frac{1\text{mLDisolución}}{1,4\text{gramosDisolución}} = 15,87\text{mLDisolución}$$

24.- ¿Cuántos centímetros cúbicos de disolución comercial de ácido nítrico (60% en peso y densidad 1,37 g/mL) hay que medir para tener 10 g de soluto puro?

Masas Atómicas: N=14; O=16; H=1

Solución:

$$10\text{gramosHNO}_3 \times \frac{100\text{gramosDisolución}}{60\text{gramosHNO}_3} \times \frac{1\text{mLDisolución}}{1,37\text{gramosDisolución}} = 12,17\text{mLDisolución}$$

25.- Se necesitan 30 g de ácido carbónico puro, y se dispone de una disolución de dicho ácido al 55% y densidad 1,2 g/mL. ¿Qué volumen de disolución hemos de extraer?

Solución:

$$30\text{gramosH}_2\text{CO}_3 \times \frac{100\text{gramosDisolución}}{55\text{gramosH}_2\text{CO}_3} \times \frac{1\text{mLDisolución}}{1,2\text{gramosDisolución}} = 45,45\text{mLDisolución}$$

26.- Calcular la cantidad de ácido nítrico y agua existentes en 20 litros de una disolución acuosa del 20% y densidad 1,3 g/mL.

Solución:

$$20000\text{mLDisol} \times \frac{1,3\text{gramosDisol}}{1\text{mLDisol}} \times \frac{20\text{gramosHNO}_3}{100\text{gramosDisol}} = 5200\text{gramosHNO}_3$$

$$20000\text{mLDisol} \times \frac{1,3\text{gramosDisol}}{1\text{mLDisol}} \times \frac{80\text{gramosH}_2\text{O}}{100\text{gramosDisol}} = 20800\text{gramosH}_2\text{O}$$

27.- En el laboratorio se dispone de una disolución de ácido nítrico al 53%, de densidad 1,3 g/mL. Calcular el volumen de ésta última que se ha de tomar para preparar 200 mL de otra disolución 2 M en el mismo ácido.

Solución: $M_{\text{HNO}_3} = 63 \text{ g/mol}$

$$200 \text{ mL Disolución} \times \frac{2 \text{ moles HNO}_3}{1000 \text{ mL Disolución}} \times \frac{63 \text{ gramos HNO}_3}{1 \text{ moles HNO}_3} = 25,2 \text{ gramos HNO}_3$$

$$25,2 \text{ gramos HNO}_3 \times \frac{100 \text{ gramos Disolución}}{53 \text{ gramos HNO}_3} \times \frac{1 \text{ mL Disolución}}{1,3 \text{ gramos Disolución}} = 36,6 \text{ mL Disolución}$$

28.- ¿A qué volumen en mL deben ser diluidos 44,2 mL de ácido sulfúrico al 70% y densidad 1,610 g/mL para dar una disolución de ácido sulfúrico 0,4 M?

$$44,2 \text{ mL Disolución} \times \frac{1,610 \text{ gramos Disolución}}{1 \text{ mL Disolución}} \times \frac{70 \text{ gramos H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ gramos Disolución}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ gramos H}_2\text{SO}_4} = 0,51 \text{ moles H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{Molaridad} = 0,4 = \frac{0,51 \text{ moles H}_2\text{SO}_4}{V \text{ Litros Disolución}} \Rightarrow V = 1,275 \text{ Litros} = 1275 \text{ mL}$$

29.- Para sazonar un caldo de pescado se deben añadir 16 g de sal a 2 litros de caldo.

a) ¿Cuál es la concentración de sal (en g/L) en el caldo?

b) Si cogemos 150 mL de caldo ¿cuál será su concentración? ¿Qué cantidad de sal contendrán esos 150 mL?

Solución:

$$\text{a) } \frac{g}{L} = \frac{16 \text{ gramos Sal}}{2 \text{ Litros Caldo}} = 8 \text{ g / L}$$

b) La concentración es la misma que la de la disolución original ya que la concentración de la disolución no depende de la muestra que tomemos.

$$150 \text{ mL Disolución} \times \frac{16 \text{ gramos Sal}}{2000 \text{ mL Disolución}} = 1,2 \text{ gramos Sal}$$

30.- La glucosa, uno de los componentes del azúcar, es una sustancia sólida soluble en agua. La disolución de glucosa en agua (suero glucosado) se usa para alimentar a los enfermos cuando no pueden comer. En la etiqueta de una botella de suero de 500 cm^3 aparece: "Disolución de glucosa en agua, concentración 55 g/L ".

- a) ¿Cuál es el disolvente y cuál el soluto en la disolución?
- b) Ponemos en un plato 50 cm^3 . Si dejamos que se evapore el agua, ¿Qué cantidad de glucosa quedará en el plato?
- c) Un enfermo necesita tomar 40 g de glucosa cada hora ¿Qué volumen de suero de la botella anterior se le debe inyectar en una hora?

Solución:

a) **Soluto:** Glucosa y **Disolvente** : Agua

$$\text{b) } 50\text{cm}^3\text{disolución} \times \frac{55\text{gramosGlu cos a}}{1000\text{cm}^3\text{disolución}} = 2,75\text{gramosGlu cos a}$$

$$\text{c) } 40\text{gramosGlu cos a} \times \frac{1000\text{cm}^3\text{disolución}}{55\text{gramosGlu cos a}} = 727,27\text{cm}^3\text{disolución}$$

31.- El ácido clorhídrico (HCl) de los recipientes de laboratorio se encuentra disuelto en agua, con una concentración del 35 % en masa.

- a) ¿Qué cantidad de ácido clorhídrico contendrá un recipiente de $1,5\text{ kg}$ de disolución?
- b) ¿Qué cantidad de disolución debemos coger para que contenga 6 g de HCl?

Solución:

$$\text{a) } 1500\text{gramosDisolución} \times \frac{35\text{gramosHCl}}{100\text{gramosDisolución}} = 525\text{gramosHCl}$$

$$\text{b) } 6\text{gramosHCl} \times \frac{100\text{gramosDisolución}}{35\text{gramosHCl}} = 17,14\text{gramosDisolución}$$

32. - Una disolución de sal en agua tiene una concentración del 20 % en peso y una densidad de $1,15 \text{ g/cm}^3$. Calcular su concentración en g/L.

Solución:

$$\frac{20 \text{ gramos Sal}}{100 \text{ gramos Disolución}} \times \frac{1,15 \text{ gramos Disolución}}{1 \text{ cm}^3 \text{ Disolución}} \times \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ Disolución}}{1 \text{ Litro Disolución}} = 230 \text{ g / L}$$

33. - Juntamos en un mismo recipiente 50 mL de una disolución de sal común en agua de concentración 20 g/L, y 100 mL de otra disolución de sal común en agua de concentración 30 g/L.

- a) ¿Qué cantidad de sal tenemos en total?
- b) ¿Cuál es la concentración de la nueva disolución?

Solución:

a) 1ª Disolución: $50 \text{ mL Disolución} \times \frac{20 \text{ gramos Sal}}{1000 \text{ mL Disolución}} = 1 \text{ gramo Sal}$

2ª Disolución: $100 \text{ mL Disolución} \times \frac{30 \text{ gramos Sal}}{1000 \text{ mL Disolución}} = 3 \text{ gramos Sal}$

Cantidad total de sal : 1 gramo + 3 gramos = 4 gramos de Sal

b) Concentración de la mezcla:

$$\frac{\text{g}}{\text{L}} = \frac{4 \text{ gramos Sal}}{150 \text{ mL Disolución}} \times \frac{1000 \text{ mL Disolución}}{1 \text{ Litro Disolución}} = 26,67 \text{ g / L}$$

34.- ¿Qué cantidades deben mezclarse de dos disoluciones de ácido clorhídrico del 10% y del 30% en masa, para obtener 1 Kilogramo de disolución al 25% en masa?

Solución:

Si tomamos "x gramos" de la disolución al 10% :

$$\text{Tendremos: } x \text{ gramos Disolución} \times \frac{10 \text{ gramos HCl}}{100 \text{ gramos Disolución}} = 0,10 x \text{ gramos HCl}$$

Si tomamos "y gramos" de la disolución al 30% :

$$\text{Tendremos: } y \text{ gramos Disolución} \times \frac{30 \text{ gramos HCl}}{100 \text{ gramos Disolución}} = 0,30 y \text{ gramos HCl}$$

En la disolución Final:

$$1000 \text{ gramos Disolución} \times \frac{25 \text{ gramos HCl}}{100 \text{ gramos Disolución}} = 250 \text{ gramos HCl}$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$0,10 x + 0,30 y = 250$$

$$x + y = 1000 \Rightarrow x = 1000 - y$$

$$\text{Obtendremos: } 0,10 (1000 - y) + 0,30 y = 250$$

$$100 - 0,1 y + 0,30 y = 250$$

$$0,20 y = 150$$

$$y = 750$$

Por tanto debemos tomar : **750 gramos** de la disolución al **30%** y **250 gramos** de la disolución al **10%**.

35.- Calcular la molaridad de la disolución preparada mezclando 50 mL de ácido sulfúrico 0,2 molar con cada uno de los siguientes líquidos:

- a) Con 50 mL de agua.
- b) Con 50 mL de ácido sulfúrico 0,4 molar.

Solución:

$$\text{a) } 50\text{mL Disolución H}_2\text{SO}_4 \times \frac{0,2\text{ moles H}_2\text{SO}_4}{1000\text{mL Disolución H}_2\text{SO}_4} = 0,01\text{ moles H}_2\text{SO}_4$$

Volumen total de la disolución: 100 mL = 0,1 Litros

$$\text{Molaridad} = M = \frac{\text{moles H}_2\text{SO}_4}{\text{Litros Disolución}} = \frac{0,01\text{ moles}}{0,1\text{ Litros}} = 0,1\text{ Molar}$$

$$\text{b) } 50\text{mL Disolución H}_2\text{SO}_4 \times \frac{0,2\text{ moles H}_2\text{SO}_4}{1000\text{mL Disolución H}_2\text{SO}_4} = 0,01\text{ moles H}_2\text{SO}_4$$

$$50\text{mL Disolución H}_2\text{SO}_4 \times \frac{0,4\text{ moles H}_2\text{SO}_4}{1000\text{mL Disolución H}_2\text{SO}_4} = 0,02\text{ moles H}_2\text{SO}_4$$

Volumen total de la disolución: 100 mL = 0,1 Litros

$$\text{Molaridad} = M = \frac{\text{moles H}_2\text{SO}_4}{\text{Litros Disolución}} = \frac{(0,01 + 0,02)\text{ moles}}{0,1\text{ Litros}} = 0,3\text{ Molar}$$

36.- El ácido clorhídrico (HCl) de los recipientes de laboratorio se encuentra disuelto en agua, con una concentración del 35 % en masa.

a) ¿Qué cantidad de ácido clorhídrico contendrá un recipiente de 1,5 kg de disolución?

b) ¿Qué cantidad de disolución debemos coger para que contenga 6 g de HCl?

Solución:

$$a) \ 1500 \text{gramosDisolución} \times \frac{35 \text{gramosHCl}}{100 \text{gramosDisolución}} = 525 \text{gramosHCl}$$

$$b) \ 6 \text{gramosHCl} \times \frac{100 \text{gramosDisolución}}{35 \text{gramosHCl}} = 17,14 \text{gramosDisolución}$$

37.- Una disolución de sal en agua tiene una concentración del 20 % en peso y una densidad de 1,15 g/cm³. Calcular su concentración en g/L.

Solución:

$$\frac{20 \text{gramosSal}}{100 \text{gramosDisolución}} \times \frac{1,15 \text{gramosDisolución}}{1 \text{cm}^3 \text{Disolución}} \times \frac{1000 \text{cm}^3 \text{Disolución}}{1 \text{LitroDisolución}} = 230 \text{g / L}$$

38.- Se mezclan en un mismo recipiente 50 mL de una disolución de sal común en agua de concentración 20 g/L, y 100 mL de otra disolución de sal común en agua de concentración 30 g/L.

a) ¿Qué cantidad de sal tenemos en total?

b) ¿Cuál es la concentración de la nueva disolución?

Solución:

$$\text{a) 1ª Disolución: } 50\text{mLDisolución} \times \frac{20\text{gramosSal}}{1000\text{mLDisolución}} = 1\text{gramoSal}$$

$$\text{2ª Disolución: } 100\text{mLDisolución} \times \frac{30\text{gramosSal}}{1000\text{mLDisolución}} = 3\text{gramosSal}$$

Cantidad total de sal : 1gramo + 3 gramos = 4 gramos de Sal

b) Concentración de la mezcla:

$$\frac{g}{L} = \frac{4\text{gramosSal}}{150\text{mLDisolución}} \times \frac{1000\text{mLDisolución}}{1\text{LitroDisolución}} = 26,67\text{g / L}$$

39.- Calcular la molaridad de la disolución preparada mezclando 50 mL de ácido sulfúrico 0,2 molar con cada uno de los siguientes líquidos:

- a) Con 50 mL de agua.
- b) Con 50 mL de ácido sulfúrico 0,4 molar.

Solución:

$$a) 50 \text{ mL Disolución } H_2SO_4 \times \frac{0,2 \text{ moles } H_2SO_4}{1000 \text{ mL Disolución } H_2SO_4} = 0,01 \text{ moles } H_2SO_4$$

Volumen total de la disolución: 100 mL = 0,1 Litros

$$\text{Molaridad} = M = \frac{\text{moles } H_2SO_4}{\text{Litros Disolución}} = \frac{0,01 \text{ moles}}{0,1 \text{ Litros}} = 0,1 \text{ Molar}$$

$$b) 50 \text{ mL Disolución } H_2SO_4 \times \frac{0,2 \text{ moles } H_2SO_4}{1000 \text{ mL Disolución } H_2SO_4} = 0,01 \text{ moles } H_2SO_4$$

$$50 \text{ mL Disolución } H_2SO_4 \times \frac{0,4 \text{ moles } H_2SO_4}{1000 \text{ mL Disolución } H_2SO_4} = 0,02 \text{ moles } H_2SO_4$$

Volumen total de la disolución: 100 mL = 0,1 Litros

$$\text{Molaridad} = M = \frac{\text{moles } H_2SO_4}{\text{Litros Disolución}} = \frac{(0,01 + 0,02) \text{ moles}}{0,1 \text{ Litros}} = 0,3 \text{ Molar}$$

40.- Un ácido sulfhídrico concentrado, de densidad 1,4 g/mL, contiene 68,1% en masa de riqueza. Calcular la molaridad de este ácido.

Masas atómicas: S = 32 ; H = 1

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

$$\frac{68,1 \text{ gramos } H_2S}{100 \text{ gramos Disolución}} \times \frac{1 \text{ mol } H_2S}{34 \text{ gramos } H_2S} \times \frac{1,4 \text{ gramos Disolución}}{1 \text{ mL Disolución}} \times \frac{1000 \text{ mL Disolución}}{1 \text{ Litro Disolución}} =$$

$$28,04 \frac{\text{moles } H_2S}{\text{Litros Disolución}} = 28,04 \text{ Molar}$$

41.- Se tiene una disolución de ácido sulfúrico del 98% de riqueza y de densidad 1,84 g/mL. Calcular : a) La molaridad b) El volumen de ácido concentrado que se necesita para preparar 100 mL de disolución al 20% en peso y densidad 1,14 g/mL.

Masas atómicas: S = 32 ; H = 1 ; O = 16

Solución: $M_{H_2SO_4} = 98 \text{ g/mol}$

a)

$$\frac{98 \text{ gramos } H_2SO_4}{100 \text{ gramos Disolución}} \times \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98 \text{ gramos } H_2SO_4} \times \frac{1,84 \text{ gramos Disolución}}{1 \text{ mL Disolución}} \times \frac{1000 \text{ mL Disolución}}{1 \text{ Litro Disolución}} =$$

$$= 18,4 \text{ Molar}$$

b) *Necesitaremos:*

$$100 \text{ mL Disolución} \times \frac{1,14 \text{ gramos Disolución}}{1 \text{ mL Disolución}} \times \frac{20 \text{ gramos } H_2SO_4}{100 \text{ gramos Disolución}} \times \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98 \text{ gramos } H_2SO_4} =$$

$$= 0,23 \text{ moles } H_2SO_4$$

Y como esos moles se toma de la disolución 18,4 Molar, tendremos que coger:

$$0,23 \text{ moles } H_2SO_4 \times \frac{1000 \text{ mL Disolución}}{18,4 \text{ moles } H_2SO_4} = 12,5 \text{ mL Disolución}$$

42.- Un ácido clorhídrico comercial contiene un 37% en peso de ácido y una densidad de 1,19 g/mL. ¿Qué cantidad de agua debe añadirse a 20 mL de este ácido para que la disolución resultante sea 1 Molar?

Masas atómicas: Cl = 35,5 ; H = 1

Solución: $M_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ g/mol}$

$$20 \text{ mL Disolución} \times \frac{1,19 \text{ gramos Disolución}}{1 \text{ mL Disolución}} \times \frac{37 \text{ gramos HCl}}{100 \text{ gramos Disolución}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ gramos HCl}} = 0,24 \text{ moles HCl}$$

Como la disolución resultante es 1 Molar :

$$1 \text{ Molar} = \frac{0,24 \text{ moles HCl}}{V \text{ Litros Disolución}} \rightarrow V(\text{Disolución}) = 0,24 \text{ Litros} = 240 \text{ mL Disolución}$$

Se deduce por tanto que habrá que añadir de agua: $240 \text{ mL} - 20 \text{ mL} = 220 \text{ mL}$ de agua.

43.- Dada una disolución acuosa de HCl 0,2 M, calcule:

a) Los gramos de HCl que hay en 20 mL de dicha disolución.

b) El volumen de agua que habrá que añadir a 20 mL de HCl 0,2 M, para que la disolución pase a ser 0,01 M. Suponga que los volúmenes son aditivos.

Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5.

Solución: $M_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ g/mol}$

$$\text{a)} \quad 20\text{mLDisolución} \times \frac{0,2\text{molesHCl}}{1000\text{mLDisolución}} \times \frac{36,5\text{gramosHCl}}{1\text{molHCl}} = 0,146\text{gramosHCl}$$

$$\text{b)} \quad 20\text{mLDisolución} \times \frac{0,2\text{molesHCl}}{1000\text{mLDisolución}} = 0,004\text{molesHCl}$$

Como la disolución resultante es 0,01Molar :

$$0,01\text{Molar} = \frac{0,004\text{molesHCl}}{V\text{LitrosDisolución}} \rightarrow V(\text{Disolución}) = 0,4\text{Litros} = 400\text{mLDisolución}$$

Se deduce por tanto que habrá que añadir de agua: $400 \text{ mL} - 20 \text{ mL} = \mathbf{380\text{mL de agua.}}$

44.- Calcular la molalidad de una disolución que contiene 46 g de cloruro de hierro(III) en 50 g de agua.

Masas atómicas: Fe = 55,8 ; Cl = 35,5

Solución: $M_{\text{FeCl}_3} = 162,3 \text{ g/mol}$

$$46\text{gramosFeCl}_3 \times \frac{1\text{molFeCl}_3}{162,3\text{gramosFeCl}_3} = 0,28\text{molesFeCl}_3$$

$$m = \frac{\text{molesFeCl}_3}{\text{KgDisolvente}} = \frac{0,28\text{molesFeCl}_3}{0,050\text{KgDisolvente}} = \mathbf{5,6\text{molal}}$$

Problemas Cálculos Estequiométricos

1.- Sea la reacción: plomo + dióxido de plomo + ácido sulfúrico = sulfato de plomo(II) + agua. Ajustarla y calcular la masa de sulfato de plomo(II) que se forma a partir de 40 g de plomo.

Masas atómicas: Pb=207,2 ; O=16 ; S=32

Solución: $M_{\text{PbSO}_4} = 303,2 \text{ g/mol}$



b) $40 \text{ gr Pb} \times \frac{2 \times 303,2 \text{ gr PbSO}_4}{207,2 \text{ gr Pb}} = 117 \text{ gr PbSO}_4$

2.- El carbonato de calcio se descompone al calentarlo, en óxido de calcio y dióxido de carbono. Calcular la cantidad de dióxido de carbono y de óxido de calcio que se obtiene al descomponerse 200 g de carbonato de calcio.

Masas atómicas: Ca=40 ; C=12 ; O=16

Solución: $M_{\text{CaCO}_3} = 100 \text{ g/mol}$; $M_{\text{CO}_2} = 44 \text{ g/mol}$; $M_{\text{CaO}} = 56 \text{ g/mol}$



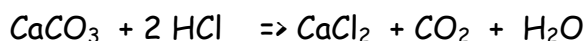
a) $200 \text{ gr CaCO}_3 \times \frac{44 \text{ gr CO}_2}{100 \text{ gr CaCO}_3} = 88 \text{ gr CO}_2$

b) $200 \text{ gr CaCO}_3 \times \frac{56 \text{ gr CaO}}{100 \text{ gr CaCO}_3} = 112 \text{ gr CaO}$

3.- Sea la reacción: carbonato de calcio + ácido clorhídrico = cloruro de calcio + dióxido de carbono + agua. Si hacemos reaccionar 10 g de carbonato de calcio, ¿cuántos gramos de dióxido de carbono se obtienen?. ¿Qué volumen ocuparían en C. N.? ¿Y si estuviesen sometidos a 25 °C y 2 atm ?.

Masas atómicas: Ca=40 ; C=12 ; O=16

Solución: $M_{CaCO_3}=100 \text{ g/mol}$; $M_{CO_2}=44 \text{ g/mol}$



$$a) \quad 10 \text{ gr } CaCO_3 \times \frac{44 \text{ gr } CO_2}{100 \text{ gr } CaCO_3} = 4,4 \text{ gr } CO_2$$

$$b) \quad 4,4 \text{ gr } CO_2 \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 \text{ gr } CO_2} = 0,1 \text{ moles } CO_2$$

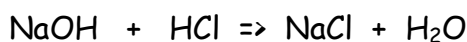
$$0,1 \text{ moles } CO_2 \times \frac{22,4 \text{ Litros}}{1 \text{ mol } CO_2} = 2,24 \text{ Litros}$$

$$c) \quad V = \frac{nRT}{p} = \frac{0,1 \text{ moles} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 298^\circ \text{K}}{2 \text{ atm}} = 1,22 \text{ Litros}$$

4.- Calcular la cantidad de hidróxido de sodio que reaccionarían totalmente con 100 g de ácido clorhídrico puro. ¿Qué cantidad de cloruro de sodio se obtendría?. En la reacción se forma también agua.

Masas atómicas: Cl=35,5 ; Na=23 ; O=16

Solución: $M_{NaOH} = 40 \text{ g/mol}$; $M_{HCl} = 36,5 \text{ g/mol}$; $M_{NaCl} = 58,5 \text{ g/mol}$



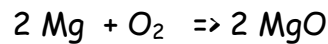
$$a) \quad 100 \text{ gr } HCl \times \frac{40 \text{ gr } NaOH}{36,5 \text{ gr } HCl} = 109,6 \text{ gr } NaOH$$

$$b) \quad 100 \text{ gr } HCl \times \frac{58,5 \text{ gr } NaCl}{36,5 \text{ gr } HCl} = 160,27 \text{ gr } NaCl$$

5.- Se ha quemado magnesio y se obtuvieron 12 g de óxido de magnesio. ¿Cuánto magnesio se quemó?. ¿Qué volumen de oxígeno en C.N. se quemó?.

Masas atómicas: Mg= 24,3 ; O=16

Solución: $M_{MgO} = 40,3 \text{ g/mol}$



$$\text{a) } 12 \text{ gr MgO} \times \frac{2 \times 24,3 \text{ gr Mg}}{2 \times 40,3 \text{ gr MgO}} = 7,24 \text{ gr Mg}$$

$$\text{b) } 12 \text{ gr MgO} \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \times 40,3 \text{ gr MgO}} = 0,15 \text{ moles O}_2$$
$$0,15 \text{ moles O}_2 \times \frac{22,4 \text{ Litros}}{1 \text{ mol O}_2} = 3,36 \text{ Litros}$$

6.- Sea la reacción: cloruro de amonio + óxido de calcio = cloruro de calcio + amoníaco + agua. ¿Cuánto cloruro de amonio se necesita para obtener 38 litros de amoníaco gaseoso en condiciones normales?.

Masas atómicas: Cl= 35,5 ; N= 14 ; H=1

Solución: $M_{NH_4Cl} = 53,5 \text{ g/mol}$



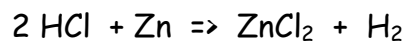
$$38 \text{ Litros NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{22,4 \text{ Litros}} = 1,7 \text{ moles NH}_3$$

$$1,7 \text{ moles NH}_3 \times \frac{2 \times 53,5 \text{ gr NH}_4\text{Cl}}{2 \text{ moles NH}_3} = 90,95 \text{ gr NH}_4\text{Cl}$$

7.- ¿Cuántos gramos de hidrógeno se desprenden cuando reacciona ácido clorhídrico en exceso con 260 g de cinc?. ¿Qué volumen ocupará a 13 °C y 3 atm de presión?. En la reacción se obtiene además cloruro de cinc.

Masas atómicas: Zn= 65,4 ; H=1

Solución:



$$\text{a)} \quad 260 \text{grZn} \times \frac{2 \text{grH}_2}{65,4 \text{grZn}} = 7,95 \text{grH}_2$$

$$7,95 \text{grH}_2 \times \frac{1 \text{molH}_2}{2 \text{grH}_2} = 3,975 \text{molesH}_2$$

b)

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{3,975 \text{moles} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 286^\circ \text{K}}{3 \text{atm}} = 31,1 \text{Litros}$$

8.- Determinar el volumen de dióxido de carbono obtenido al quemar, en C.N, 120 g de carbón de 80% de riqueza.

Masas atómicas: C= 12 ; O=16

Solución:

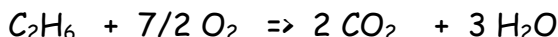


$$120 \text{gr(muestra)} \times \frac{80 \text{grC}}{100 \text{gr(muestra)}} \times \frac{1 \text{molCO}_2}{12 \text{grC}} \times \frac{22,4 \text{Litros}}{1 \text{molCO}_2} = 179,2 \text{Litros}$$

9.- ¿Cuántos litros de oxígeno a 2 atm y 0°C son necesarios para la combustión completa de 5 litros de etano(C₂H₆) en C.N.?. ¿Cuántos gramos de vapor de agua se obtendrán?.

Masas atómicas: C= 12 ; O=16 ; H = 1

Solución: M_{C₂H₆} = 30 g/mol ; M_{H₂O} = 18 g/mol



a)

$$5 \text{ Litros } C_2H_6 \times \frac{1 \text{ mol } C_2H_6}{22,4 \text{ Litros}} = 0,22 \text{ moles } C_2H_6$$

$$0,22 \text{ moles } C_2H_6 \times \frac{\frac{7}{2} \text{ moles } O_2}{1 \text{ moles } C_2H_6} = 0,77 \text{ moles } O_2$$

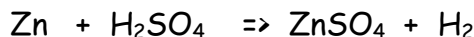
$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{0,77 \text{ moles} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times L}{^\circ K \times \text{mol}} \times 273^\circ K}{2 \text{ atm}} = 8,62 \text{ Litros}$$

$$b) \quad 0,22 \text{ moles } C_2H_6 \times \frac{3 \times 18 \text{ gr } H_2O}{1 \text{ mol } C_2H_6} = 11,88 \text{ gr } H_2O$$

10.- Se introduce cinc en 49 g de ácido sulfúrico. ¿Cuánto cinc se necesita para que reaccione totalmente el ácido?. ¿Cuántos gramos de hidrógeno se obtendrán?. ¿Qué volumen ocupará ese hidrógeno en C.N.?. En la reacción se obtiene además sulfato de cinc.

Masas atómicas: Zn=65,4 ; O=16 ; S=32; H = 1

Solución: M_{H₂SO₄} = 98 g/mol



$$a) \quad 49 \text{ gr } H_2SO_4 \times \frac{65,4 \text{ gr } Zn}{98 \text{ gr } H_2SO_4} = 32,7 \text{ gr } Zn$$

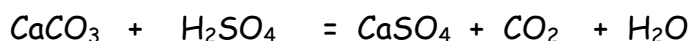
$$b) \quad 49 \text{ gr } H_2SO_4 \times \frac{2 \text{ gr } H_2}{98 \text{ gr } H_2SO_4} = 1 \text{ gr } H_2$$

$$c) \quad 1 \text{ gr } H_2 \times \frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ gr } H_2} = 0,5 \text{ moles } H_2 \times \frac{22,4 \text{ Litros}}{1 \text{ mol}} = 11,2 \text{ Litros}$$

11.- Se hacen reaccionar 100 g de carbonato de calcio con ácido sulfúrico, dando sulfato de calcio, dióxido de carbono y agua. ¿Qué volumen ocupará el dióxido de carbono desprendido a 27°C y 2 atm?

Masas atómicas: C=12 ; O=16 ; Ca=40;

Solución: $M_{CaCO_3}=100 \text{ g/mol}$



$$100 \text{ gr } CaCO_3 \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{100 \text{ gr } CaCO_3} = 1 \text{ mol } CO_2$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{1 \text{ moles} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{^\circ \text{K} \times \text{mol}} \times 300^\circ \text{K}}{2 \text{ atm}} = 12,3 \text{ Litros}$$

12.- ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 10°C y 1,5 atm, se desprende al tratar 150 g de cinc con exceso de sulfúrico?

Masas atómicas: Zn=65,4 ; H=1

Solución:



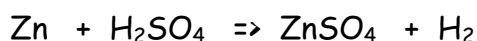
$$150 \text{ gr } Zn \times \frac{1 \text{ mol } H_2}{65,4 \text{ gr } Zn} = 2,29 \text{ moles } H_2$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{2,29 \text{ moles} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{^\circ \text{K} \times \text{mol}} \times 283^\circ \text{K}}{1,5 \text{ atm}} = 35,43 \text{ Litros}$$

13.- Se tratan 49 g de ácido sulfúrico con cinc, para dar sulfato de cinc e hidrógeno. a) ¿cuánto cinc se necesita para realizar totalmente la reacción?. b) ¿qué cantidad de hidrógeno se obtiene?. c) ¿qué volumen ocupará este hidrógeno en C.N.?

Masas atómicas: Zn=65,4 ; H=1 ; S=32 ; O=16

Solución: $M_{H_2SO_4} = 98 \text{ g/mol}$



$$a) \quad 49 \text{ gr } H_2SO_4 \times \frac{65,4 \text{ gr } Zn}{98 \text{ gr } H_2SO_4} = 32,7 \text{ gr } Zn$$

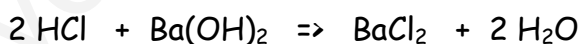
$$b) \quad 49 \text{ gr } H_2SO_4 \times \frac{2 \text{ gr } H_2}{98 \text{ gr } H_2SO_4} = 1 \text{ gr } H_2$$

$$c) \quad 1 \text{ gr } H_2 \times \frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ gr } H_2} \times \frac{22,4 \text{ Litros}}{1 \text{ mol } H_2} = 11,2 \text{ Litros}$$

14.- ¿Qué cantidad de ácido clorhídrico reaccionará totalmente con 250 g de hidróxido de bario, para dar cloruro de bario y agua?

Masas atómicas: Ba=137,3 ; H=1 ; Cl=35,5 ; O=16

Solución: $M_{Ba(OH)_2} = 171,3 \text{ g/mol}$; $M_{HCl} = 36,5 \text{ g/mol}$

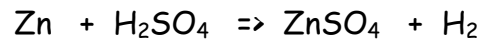


$$250 \text{ gr } Ba(OH)_2 \times \frac{2 \times 36,5 \text{ gr } HCl}{171,3 \text{ gr } Ba(OH)_2} = 106,54 \text{ gr } HCl$$

15.- ¿Qué volumen de hidrógeno medido en C.N. se desprenderá al tratar 196 g de ácido sulfúrico con exceso de cinc, obteniéndose sulfato de cinc e hidrógeno?

Masas atómicas: H=1 ; S=32 ; O=16

Solución: $M_{H_2SO_4} = 98 \text{ g/mol}$



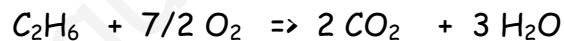
$$196 \text{ gr } H_2SO_4 \times \frac{1 \text{ mol } H_2}{98 \text{ gr } H_2SO_4} = 2 \text{ moles } H_2$$

$$2 \text{ moles } H_2 \times \frac{22,4 \text{ Litros}}{1 \text{ moles } H_2} = 44,8 \text{ Litros}$$

16.- En la combustión del etano (C_2H_6) (reacción con el oxígeno) se obtiene dióxido de carbono y agua. Determinar el volumen, en C.N. de oxígeno consumido para obtener 100 gramos de dióxido de carbono.

Masas atómicas: H=1 ; C=12 ; O=16

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

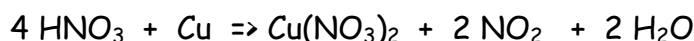


$$100 \text{ gr } CO_2 \times \frac{\frac{7}{2} \text{ moles } O_2}{2 \times 44 \text{ gr } CO_2} \times \frac{22,4 \text{ Litros}}{1 \text{ mol } O_2} = 89,1 \text{ Litros}$$

17.- El ácido nítrico reacciona con el cobre para dar nitrato de cobre(II), dióxido de nitrógeno y agua. a) calcular cuánto ácido nítrico será necesario para disolver 3 kg de cobre; b) ¿qué volumen de dióxido de nitrógeno, medido en C.N. se obtendrá?

Masas atómicas: N=14 ; Cu=63,5 ; O=16

Solución: $M_{HNO_3} = 63g/mol$



$$a) \quad 3000grCu \times \frac{4 \times 63grHNO_3}{63,5grCu} = 11.905,51grHNO_3$$

$$b) \quad 3000grCu \times \frac{2molesNO_2}{63,5grCu} \times \frac{22,4Litros}{1molNO_2} = 2116,54Litros$$

18.- a) ¿Qué cantidad de ácido clorhídrico será necesaria para reaccionar completamente con 52 g de carbonato de sodio?. En la reacción se obtiene dióxido de carbono, cloruro de sodio y agua. b) ¿Qué cantidad se formará de cada uno de los productos?.

Masas atómicas: C=12 ; Ca=40 ; O=16 ; Cl=35,5 ; H=1

Solución: $M_{HCl} = 36,5g/mol$; $M_{Na_2CO_3} = 83g/mol$; $M_{H_2O} = 18g/mol$; $M_{NaCl} = 58,5g/mol$



$$a) \quad 52grNa_2CO_3 \times \frac{2 \times 36,5grHCl}{83grNa_2CO_3} = 45,74grHCl$$

$$b) \quad 52grNa_2CO_3 \times \frac{44grCO_2}{83grNa_2CO_3} = 27,57grCO_2$$

$$c) \quad 52grNa_2CO_3 \times \frac{2 \times 58,5grNaCl}{83grNa_2CO_3} = 73,3grNaCl$$

$$d) \quad 52grNa_2CO_3 \times \frac{18grH_2O}{83grNa_2CO_3} = 11,28grH_2O$$

19.- Diez gramos de mármol (carbonato de calcio) se hacen reaccionar totalmente con ácido clorhídrico, obteniendo cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua. ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se obtienen?. ¿Qué volumen ocuparían en C.N.?. ¿Y si estuviesen sometidos a 25°C y 2 atm de presión?.

Masas atómicas: C=12 ; Ca=40 ; O=16

Solución: $M_{CaCO_3} = 100g/mol$; $M_{CO_2} = 44g/mol$



$$a) \quad 10grCaCO_3 \times \frac{44grCO_2}{100grCaCO_3} = 4,4grCO_2$$

$$b) \quad 4,4grCO_2 \times \frac{1molCO_2}{44grCO_2} \times \frac{22,4Litros}{1molCO_2} = 2,24Litros$$

c)

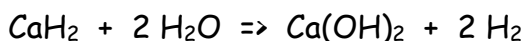
$$4,4grCO_2 \times \frac{1molCO_2}{44grCO_2} = 0,1molesCO_2$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{0,1moles \times 0,082 \frac{atm \times L}{^\circ K \times mol} \times 298^\circ K}{2atm} = 1,22Litros$$

20.- Dada la reacción: hidruro de calcio + agua = hidróxido de calcio + hidrógeno, ajustarla y calcular: a) los moles de hidróxido de calcio que se forman a partir de 15 g de hidruro de calcio con suficiente agua; b) los gramos de hidruro de calcio que han de consumirse para obtener 100 litros de hidrógeno en condiciones normales.

Masas atómicas: H=1 ; Ca=40 ; O=16

Solución: $M_{Ca(OH)_2} = 74g/mol$; $M_{CaH_2} = 42g/mol$



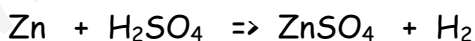
$$a) \quad 15grCaH_2 \times \frac{1molCa(OH)_2}{42grCaH_2} = 0,36molesCa(OH)_2$$

$$b) \quad 100LitrosH_2 \times \frac{1molH_2}{22,4LitrosH_2} \times \frac{42grCaH_2}{2molesH_2} = 93,75grCaH_2$$

21.- Se hacen reaccionar 20 g de cinc con ácido sulfúrico puro. ¿Qué volumen de hidrógeno, en C.N., se obtiene?. ¿Cuántos gramos de sulfúrico puro serán necesarios para que la reacción sea total?. Si en lugar de sulfúrico puro se emplea una disolución acuosa de éste, que tiene un 30,18% en peso de sulfúrico y densidad 1,22 g/ml, ¿qué volumen de disolución se precisará?. En la reacción además de hidrógeno se obtiene sulfato de cinc.

Masas atómicas: Zn=65,4 ; S=32 ; O=16 ; H=1

Solución: $M_{H_2SO_4} = 98g/mol$



$$a) \quad 20grZn \times \frac{1molH_2}{65,4grZn} \times \frac{22,4Litros}{1molH_2} = 6,85LitrosH_2$$

$$b) \quad 20grZn \times \frac{98grH_2SO_4}{65,4grZn} = 29,97grH_2SO_4$$

$$c) \quad 29,97grH_2SO_4 \times \frac{100grDisolución}{30,18grH_2SO_4} \times \frac{1mLDisolución}{1,22grDisolución} = 81,4mLDisolución$$

22.- Se tratan 850 g de carbonato de calcio con una disolución 2 M de ácido clorhídrico. Calcular: a) el volumen de disolución necesario para que reaccione todo el carbonato; b) el volumen de dióxido de carbono obtenido en C.N. En la reacción se obtiene además cloruro de calcio y agua.

Masas atómicas: C=12 ; Ca=40 ; O=16 ; H=1

Solución: $M_{CaCO_3} = 100 \text{ g/mol}$;



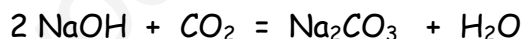
$$a) \ 850 \text{ gr } CaCO_3 \times \frac{2 \text{ moles } HCl}{100 \text{ gr } CaCO_3} \times \frac{1000 \text{ mL Disolución}}{2 \text{ moles } HCl} = 8500 \text{ mL Disolución}$$

$$b) \ 850 \text{ gr } CaCO_3 \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{100 \text{ gr } CaCO_3} \times \frac{22,4 \text{ Litros}}{1 \text{ mol } CO_2} = 190,4 \text{ Litros}$$

23.- Por un litro de disolución 3 M de hidróxido de sodio se hace pasar una corriente de dióxido de carbono hasta que reaccione todo el hidróxido disuelto, obteniéndose carbonato de sodio y agua. Calcular el volumen, en C.N., de dióxido de carbono consumido y el peso del carbonato originado.

Masas atómicas: C=12 ; Na=23 ; O=16 ; H=1

Solución: $M_{Na_2CO_3} = 106 \text{ g/mol}$



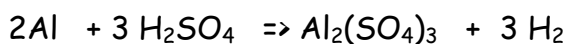
$$a) \ 1 \text{ Litro Disolución} \times \frac{3 \text{ moles } NaOH}{1 \text{ Litro Disolución}} \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{2 \text{ moles } NaOH} \times \frac{22,4 \text{ Litros}}{1 \text{ mol } CO_2} = 33,6 \text{ Litros } CO_2$$

$$b) \ 1 \text{ Litro Disolución} \times \frac{3 \text{ moles } NaOH}{1 \text{ Litro Disolución}} \times \frac{106 \text{ gr } Na_2CO_3}{2 \text{ moles } NaOH} = 159 \text{ gr } Na_2CO_3$$

24.- Se tratan 6 g de aluminio en polvo con 50 ml de disolución 0,6 M de ácido sulfúrico, obteniéndose sulfato de aluminio e hidrógeno. Calcular: a) el volumen de hidrógeno obtenido en C.N.; b) los gramos de sulfato que resultan de la reacción.

Masas atómicas: Al=27 ; S=32 ; O=16 ; H=1

Solución: $M_{H_2SO_4} = 98 \text{ g/mol}$; $M_{Al_2(SO_4)_3} = 342 \text{ g/mol}$



a) Cantidades iniciales: 6 gramos de aluminio y

$$50 \text{ mL Disolución} \times \frac{0,6 \text{ moles } H_2SO_4}{1000 \text{ mL disolución}} = 0,03 \text{ moles } H_2SO_4$$

$$0,03 \text{ moles } H_2SO_4 \times \frac{2 \times 27 \text{ gr Al}}{3 \text{ moles } H_2SO_4} = 0,54 \text{ gr Al}$$

Por tanto como se necesitan 0,54 gramos de Al para que reaccione el ácido sulfúrico y en la reacción hay 6 gramos; el reactivo que está en exceso es el Al.

Es decir el reactivo limitante es el ácido sulfúrico.

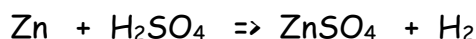
$$0,03 \text{ moles } H_2SO_4 \times \frac{3 \text{ moles } H_2}{3 \text{ moles } H_2SO_4} \times \frac{22,4 \text{ Litros}}{1 \text{ mol } H_2} = 0,672 \text{ Litros } H_2$$

$$\text{b) } 0,03 \text{ moles } H_2SO_4 \times \frac{342 \text{ gr } Al_2(SO_4)_3}{3 \text{ moles } H_2SO_4} = 3,42 \text{ gr } Al_2(SO_4)_3$$

25.- Diez gramos de un mineral que tiene un 60% de cinc, se hacen reaccionar con una disolución de sulfúrico del 96% y densidad 1,823 g/ml. Calcular: a) el peso del sulfato de cinc obtenido; b) el volumen de hidrógeno que se desprende, si las condiciones del laboratorio son 25°C y 740 mm de Hg; c) el volumen de disolución de sulfúrico necesario.

Masas atómicas: Zn=65,4 ; S=32 ; O=16 ; H=1

Solución: $M_{H_2SO_4} = 98 \text{ g/mol}$; $M_{ZnSO_4} = 161,4 \text{ g/mol}$; $740 \text{ mmHg} = 0,974 \text{ atm}$



$$\text{a) } 10 \text{ gr Mineral} \times \frac{60 \text{ gr Zn}}{100 \text{ gr Mineral}} \times \frac{161,4 \text{ gr ZnSO}_4}{65,4 \text{ gr Zn}} = 14,8 \text{ gr ZnSO}_4$$

b)

$$10 \text{ gr Mineral} \times \frac{60 \text{ gr Zn}}{100 \text{ gr Mineral}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{65,4 \text{ gr Zn}} = 0,092 \text{ moles H}_2$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{0,092 \text{ moles} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 298^\circ \text{K}}{0,974 \text{ atm}} = 2,31 \text{ Litros}$$

c)

$$10 \text{ gr Mineral} \times \frac{60 \text{ gr Zn}}{100 \text{ gr Mineral}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{65,4 \text{ gr Zn}} \times \frac{98 \text{ gr H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \times \frac{100 \text{ gr Disolución}}{96 \text{ gr H}_2\text{SO}_4} \times \frac{1 \text{ mL Disolución}}{1,823 \text{ gr Disolución}} = 5,14 \text{ mL Disolución}$$

26.- El cloro se obtiene según la reacción: dióxido de manganeso + ácido clorhídrico = cloruro de manganeso (II) + cloro + agua. Calcular: a) la cantidad de dióxido de manganeso necesaria para obtener 10 Litros de cloro en C.N.; b) el volumen de ácido clorhídrico 0,5 M que habrá que utilizar.

Masas atómicas: Mn=55 ; O=16

Solución: $M_{MnO_2} = 87 \text{ g/mol}$



$$a) \quad 10 \text{ Litros } Cl_2 \times \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{22,4 \text{ Litros}} \times \frac{87 \text{ gr } MnO_2}{1 \text{ mol } Cl_2} = 38,84 \text{ gr } MnO_2$$

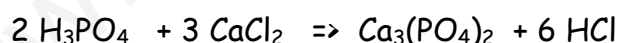
b)

$$10 \text{ Litros } Cl_2 \times \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{22,4 \text{ Litros}} \times \frac{4 \text{ moles } HCl}{1 \text{ mol } Cl_2} \times \frac{1 \text{ Litro Disolución } HCl}{0,5 \text{ moles } HCl} = 3,57 \text{ Litros Disolución } HCl$$

27.- Una disolución acuosa 0,5 M de ácido fosfórico se hace reaccionar con 50 g de cloruro de calcio, obteniéndose fosfato de calcio y ácido clorhídrico. Calcular la cantidad de fosfato que se obtiene y el volumen de disolución de ácido fosfórico que se consume.

Masas atómicas: P=31 ; Ca=40; Cl=35,5 ; O=16

Solución: $M_{CaCl_2} = 111 \text{ g/mol}$; $M_{Ca_3(PO_4)_2} = 310 \text{ g/mol}$



$$a) \quad 50 \text{ gr } CaCl_2 \times \frac{310 \text{ gr } Ca_3(PO_4)_2}{3 \times 111 \text{ gr } CaCl_2} = 46,55 \text{ gr } Ca_3(PO_4)_2$$

$$b) \quad 50 \text{ gr } CaCl_2 \times \frac{2 \text{ moles } H_3PO_4}{3 \times 111 \text{ gr } CaCl_2} \times \frac{1 \text{ Litro Disolución}}{0,5 \text{ moles } H_3PO_4} = 0,6 \text{ Litros Disolución}$$

28.- Se hacen reaccionar 50 g de hidróxido de calcio con una disolución 0,1 M de ácido clorhídrico. Calcular la cantidad de cloruro de calcio que se obtiene y el volumen de ácido que se consume. En la reacción se forma también agua.

Masas atómicas: Ca=40; Cl=35,5 ; O=16

Solución: $M_{Ca(OH)_2} = 74\text{g/mol}$; $M_{CaCl_2} = 111\text{ g/mol}$



$$a) \quad 50\text{gr}Ca(OH)_2 \times \frac{111\text{gr}CaCl_2}{74\text{gr}Ca(OH)_2} = 75\text{gr}CaCl_2$$

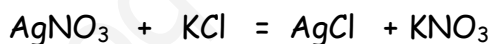
b)

$$50\text{gr}Ca(OH)_2 \times \frac{2\text{moles}HCl}{74\text{gr}Ca(OH)_2} \times \frac{1\text{LDisolución}HCl}{0,1\text{moles}HCl} = \\ = 13,51\text{LitrosDisolución}HCl$$

29.- ¿Qué masa de cloruro de plata puede obtenerse a partir de 500 ml de una disolución 1 M de nitrato de plata, si se le añaden 16 mL de una disolución 0,2 M de cloruro de potasio?. En la reacción se obtiene también nitrato de potasio.

Masas atómicas: Ag=107,9; Cl=35,5

Solución: $M_{AgCl} = 143,4\text{ g/mol}$



a) *moles iniciales de cada sustancia:*

$$500\text{mLDisolución}AgNO_3 \times \frac{1\text{mol}AgNO_3}{1000\text{mLDisolución}AgNO_3} = 0,5\text{moles}AgNO_3$$

$$16\text{mLDisolución}KCl \times \frac{0,2\text{moles}KCl}{1000\text{mLDisolución}KCl} = 0,0032\text{moles}KCl$$

De estos datos se deduce que el reactivo limitante es el KCl, por tanto se formarán:

$$0,0032\text{moles}KCl \times \frac{143,4\text{gr}AgCl}{1\text{moles}KCl} = 0,46\text{gr}AgCl$$

30.- ¿Cuántos gramos de plata metálica reaccionarán con 2 litros de ácido nítrico 10 M, para dar nitrato de plata, agua y dióxido de nitrógeno?. ¿Qué volumen de éste gas se obtendrá en condiciones normales?.

Masas atómicas: Ag=107,9

Solución:



$$\begin{aligned} \text{a)} \quad & 2\text{LitrosDisoluciónHNO}_3 \times \frac{10\text{molesHNO}_3}{1\text{LitroDisoluciónHNO}_3} \times \frac{107,9\text{grAg}}{2\text{molesHNO}_3} = \\ & = 1079\text{grAg} \\ \text{b)} \quad & 2\text{LitrosDisoluciónHNO}_3 \times \frac{10\text{molesHNO}_3}{1\text{LitroDisoluciónHNO}_3} \times \frac{1\text{molNO}_2}{2\text{molesHNO}_3} \times \frac{22,4\text{Litros}}{1\text{molNO}_2} = \\ & = 224\text{LitrosNO}_2 \end{aligned}$$

31.- Se desean preparar 0.5 Litros de cloro (gas). Las condiciones en que se realiza la experiencia son 20°C y 765 mm de Hg. Para ello se dispone de dióxido de manganeso puro y de ácido clorhídrico cuya riqueza es del 36% y su densidad 1.19 g/cm³. Calcular los gramos de dióxido de manganeso y el volumen de ácido que se necesitan. En la reacción se obtiene, además del cloro, cloruro de manganeso (II) y agua.

Masas atómicas: Mn=55; Cl=35,5 ; O =16 ; H=1

Solución: $M_{\text{MnO}_2} = 87 \text{ g/mol}$; $M_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ g/mol}$; 765mmHg=1,0066 atm



a)

$$\begin{aligned} n &= \frac{P \times V}{R \times T} = \frac{1,0066\text{atm} \times 0,5\text{LitrosCl}_2}{0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 293^\circ \text{K}} = 0,021\text{molesCl}_2 \\ 0,021\text{molesCl}_2 &\times \frac{87\text{grMnO}_2}{1\text{molesCl}_2} = 1,827\text{grMnO}_2 \end{aligned}$$

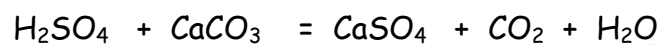
b)

$$\begin{aligned} 0,021\text{molesCl}_2 &\times \frac{4 \times 36,5\text{grHCl}}{1\text{molCl}_2} \times \frac{100\text{grDisoluciónHCl}}{36\text{grHCl}} \times \frac{1\text{mLDisoluciónHCl}}{1,19\text{grDisoluciónHCl}} = \\ &= 7,16\text{mLDisoluciónHCl} \end{aligned}$$

32.- ¿Qué volumen de ácido sulfúrico concentrado, cuya densidad es 1.84 g/ml y del 96% de riqueza, se necesita para reaccionar con 20 g de calcita, si contiene un 90% de carbonato cálcico?. Calcular los gramos de sulfato de calcio que se obtendrán y el volumen de dióxido de carbono que se produce en C.N. Se obtiene también agua.

Masas atómicas: S=32; Ca=40 ; C =12; O =16 ; H=1

Solución: $M_{H_2SO_4} = 98 \text{ g/mol}$; $M_{CaCO_3} = 100 \text{ g/mol}$; $M_{CaSO_4} = 136 \text{ g/mol}$



a)

$$20 \text{ gr Calcita} \times \frac{90 \text{ gr CaCO}_3}{100 \text{ gr Calcita}} \times \frac{98 \text{ gr H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ gr CaCO}_3} \times \frac{100 \text{ gr Disolución H}_2\text{SO}_4}{96 \text{ gr H}_2\text{SO}_4} \times \frac{1 \text{ mL Disolución H}_2\text{SO}_4}{1,84 \text{ gr Disolución H}_2\text{SO}_4} = 9,99 \text{ mL Disolución H}_2\text{SO}_4$$

b) $20 \text{ gr Calcita} \times \frac{90 \text{ gr CaCO}_3}{100 \text{ gr Calcita}} \times \frac{136 \text{ gr CaSO}_4}{100 \text{ gr CaCO}_3} = 24,48 \text{ gr CaSO}_4$

c) $20 \text{ gr Calcita} \times \frac{90 \text{ gr CaCO}_3}{100 \text{ gr Calcita}} \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{100 \text{ gr CaCO}_3} \times \frac{22,4 \text{ Litros}}{1 \text{ mol CO}_2} = 4,032 \text{ Litros CO}_2$

33.- Sea la reacción: hidróxido de aluminio + ácido clorhídrico = cloruro de aluminio + agua. ¿Qué cantidad de cloruro se obtiene al hacer reaccionar totalmente 30 mL de una disolución 0,5 M de ácido?. ¿Qué volumen de disolución de hidróxido de aluminio 1,2 M habría que utilizar?.

Masas atómicas: Al=27; Cl=35,5 ; O =16 ; H=1

Solución: $M_{\text{AlCl}_3} = 133,5 \text{ g/mol}$; $M_{\text{Al(OH)}_3} = 78 \text{ g/mol}$



$$\text{a) } 30 \text{ mL Disolución HCl} \times \frac{0,5 \text{ moles HCl}}{1000 \text{ mL Disolución HCl}} \times \frac{133,5 \text{ gr AlCl}_3}{3 \text{ moles HCl}} = 0,67 \text{ gr AlCl}_3$$

$$\begin{aligned} \text{b) } & 30 \text{ mL Disolución HCl} \times \frac{0,5 \text{ moles HCl}}{1000 \text{ mL Disolución HCl}} \times \frac{1 \text{ mol Al(OH)}_3}{3 \text{ moles HCl}} \times \frac{1000 \text{ mL Disolución Al(OH)}_3}{1,2 \text{ moles Al(OH)}_3} = \\ & = 4,17 \text{ mL Disolución Al(OH)}_3 \end{aligned}$$

34.- Sea la reacción: $2\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{S} \Rightarrow 2\text{S} + \text{N}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$. ¿Qué volumen de ácido nítrico (65% y densidad 1,3 g/mL) se necesitará para obtener 35 gr de azufre?. ¿Qué volumen de disolución de sulfhídrico 2,5 M ha de utilizarse?. ¿Qué volumen de óxido de nitrógeno a 2,5 atm y 10°C se originarán?.

Masas atómicas: N=14; O=16 ; H=1

Solución: $M_{\text{HNO}_3} = 63 \text{ g/mol}$

a)

$$\text{grS} \times \frac{2 \times 63 \text{ grHNO}_3}{2 \times 32 \text{ grS}} \times \frac{100 \text{ grDisolución}}{65 \text{ grHNO}_3} \times \frac{1 \text{ mLDisolución}}{1,3 \text{ grDisolución}} = 81,54 \text{ mLDisoluciónHNO}_3$$

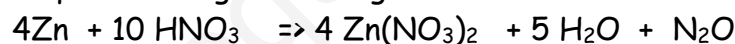
b) $35 \text{ grS} \times \frac{2 \text{ molesH}_2\text{S}}{2 \times 32 \text{ grS}} \times \frac{1 \text{ LitroDisolución}}{2,5 \text{ molesH}_2\text{S}} = 0,44 \text{ LitrosDisoluciónH}_2\text{S}$

c)

$$35 \text{ grS} \times \frac{1 \text{ molN}_2\text{O}_3}{2 \times 32 \text{ grS}} = 0,55 \text{ molesN}_2\text{O}_3$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{0,55 \text{ moles} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 283^\circ \text{K}}{2,5 \text{ atm}} = 5,1 \text{ LitrosN}_2\text{O}_3$$

35.- Se hacen reaccionar 50 g de cinc con una disolución 2,5 M de ácido nítrico. Si la reacción que tiene lugar es la siguiente:



a) ¿Qué cantidad de nitrato de cinc se obtiene?.

b) ¿Qué volumen de nítrico se consume?.

Masas atómicas: Zn=65,4; N=14 ; O=16 ; Na=23

Solución: $M_{\text{Zn}(\text{NO}_3)_2} = 189,4 \text{ g/mol}$

a) $50 \text{ grZn} \times \frac{4 \times 189,4 \text{ grZn}(\text{NO}_3)_2}{4 \times 65,4 \text{ grZn}} = 144,8 \text{ grZn}(\text{NO}_3)_2$

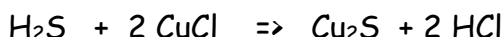
b) $50 \text{ grZn} \times \frac{10 \text{ molesHNO}_3}{4 \times 65,4 \text{ grZn}} \times \frac{1 \text{ LitroDisolución}}{2,5 \text{ molesHNO}_3} = 0,76 \text{ LitrosDisoluciónHNO}_3$

36.- Si se mezcla ácido sulfhídrico con cloruro de cobre(I), reaccionan formando sulfuro de cobre(I) y ácido clorhídrico.

Si en dicha reacción se obtuvieron 35 g de sal de cobre, determinar el volumen de disolución de sulfhídrico 2 M que hubo de emplearse. Calcular también qué volumen de disolución 3 M de cloruro de cobre(I) intervino en la reacción.

Masas atómicas: Cu=63,5 ; Cl=35,5

Solución: $M_{Cu_2S} = 159 \text{ g/mol}$



$$a) \quad 35grCu_2S \times \frac{1molH_2S}{159grCu_2S} \times \frac{1LitroDisolución}{2molH_2S} = 0,11LitrosDisoluciónH_2S$$

$$b) \quad 35grCu_2S \times \frac{2molCuCl}{159grCu_2S} \times \frac{1LitroDisolución}{3molCuCl} = 0,147LitrosDisoluciónCuCl$$

37.- En la reacción del carbonato de calcio con ácido clorhídrico se producen dióxido de carbono, cloruro de calcio y agua.

a) Calcula la cantidad de caliza, cuya riqueza en carbonato de calcio es del 82%, que se necesita para obtener 2,1 Kg de cloruro de calcio. b) ¿Qué volumen ocupará el dióxido de carbono medido a 27°C y a una presión de 770 mmHg?

Masas atómicas: C=12 ; O=16 ; Ca=40 ; Cl=35,5

Solución: $M_{CaCO_3} = 100 \text{ g/mol}$; $M_{CaCl_2} = 111 \text{ g/mol}$; $770mmHg=1,013 \text{ atm}$



$$a) \quad 2100grCaCl_2 \times \frac{100grCaCO_3}{111grCaCl_2} \times \frac{100grCaliza}{82grCaCO_3} = 2307,2grCaliza$$

b)

$$2100grCaCl_2 \times \frac{1molCO_2}{111grCaCl_2} = 18,92molesCO_2$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{18,92moles \times 0,082 \frac{atm \times L}{^\circ K \times mol} \times 300^\circ K}{1,013atm} = 459,46LitrosCO_2$$

38.- 50 cm³ de una disolución de ácido clorhídrico al 35% en masa y densidad 1,2 g/cm³ reaccionan con 5 gramos de dióxido de manganeso. Si en la reacción se forman cloruro de manganeso (II), agua y cloro. Calcular: a) El reactivo que está en exceso. b) Los gramos de agua que se forman. c) El volumen que ocupará el cloro obtenido medido en condiciones normales.

Masas atómicas: Mn=55 ; O=16 ; H=1 ; Cl=35,5

Solución: $M_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ g/mol}$; $M_{\text{MnO}_2} = 87 \text{ g/mol}$; $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol}$



Cantidades iniciales de los reactivos son:

$$\text{HCl} : 50 \text{ mL Disolución} \times \frac{1,2 \text{ gr Disolución}}{1 \text{ mL Disolución}} \times \frac{35 \text{ gr HCl}}{100 \text{ gr Disolución}} = 21 \text{ gr HCl}$$

$$\text{MnO}_2 = 5 \text{ gramos}$$

Según la estequiometría de la reacción, 5 gramos de MnO₂ reaccionan con:

$$5 \text{ gr MnO}_2 \times \frac{4 \times 36,5 \text{ gr HCl}}{87 \text{ gr MnO}_2} = 8,39 \text{ gr HCl}$$

Por tanto hay un exceso de HCl.

a) El reactivo limitante es el MnO₂

$$\text{b) } 5 \text{ gr MnO}_2 \times \frac{2 \times 18 \text{ gr H}_2\text{O}}{87 \text{ gr MnO}_2} = 2,07 \text{ gr H}_2\text{O}$$

$$\text{c) } 5 \text{ gr MnO}_2 \times \frac{1 \text{ mol gr Cl}_2}{87 \text{ gr MnO}_2} \times \frac{22,4 \text{ Litros}}{1 \text{ mol Cl}_2} = 1,29 \text{ Litros Cl}_2$$

39.- El níquel reacciona con ácido sulfúrico según: $\text{Ni} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NiSO}_4 + \text{H}_2$

a) Una muestra de 3 g de níquel impuro reacciona con 2 mL de una disolución de ácido sulfúrico 18 Molar. Calcule el porcentaje de níquel en la muestra.

b) Calcule el volumen de hidrógeno desprendido, a 27°C y 1 atm, cuando reaccionan 20 g de níquel puro con exceso de ácido sulfúrico.

$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masa atómica: $\text{Ni} = 58,7$

Solución:

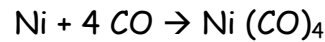
$$\text{a) } 2\text{mL Disolución} \times \frac{18\text{molesH}_2\text{SO}_4}{1000\text{mL Disolución}} \times \frac{58,7\text{grNi}}{1\text{molH}_2\text{SO}_4} = 2,113\text{grNi}$$

$$\text{Por tanto el \% de riqueza es: } \frac{2,113\text{grNi}}{3\text{grMuestra}} \times 100 = 70,43\%$$

$$\text{b) } 20\text{grNi} \times \frac{1\text{molH}_2}{58,7\text{grNi}} = 0,34\text{molesH}_2$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{0,34\text{moles} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{^\circ\text{K} \times \text{mol}} \times 300^\circ\text{K}}{1\text{atm}} = 8,36\text{LitrosH}_2$$

40.- En el proceso Mond para purificar el níquel se produce el níquel tetracarbonilo , $\text{Ni}(\text{CO})_4$, mediante la reacción:



a) Calcular el volumen de monóxido de carbono necesario para combinarse con 1 kg de níquel si se supone medido a 300°C y 2 atm de presión.

b) Una vez terminada la reacción se determina la cantidad de $\text{Ni}(\text{CO})_4$ obtenida, obteniéndose 2 326,2 g . ¿Cuál es el rendimiento del proceso?

Datos: Masa atómica: Ni= 58,7

Solución: $M_{\text{Ni}(\text{CO})_4} = 170,7 \text{ g/mol}$

a)

$$1000 \text{ gramos Ni} \times \frac{4 \text{ moles CO}}{58,7 \text{ gramos Ni}} = 68,14 \text{ moles CO}$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{68,14 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot (300 + 273) \text{ K}}{2 \text{ atm}} = 1600,8 \text{ Litros CO}$$

b) Calculemos los gramos teóricos que deben obtenerse de $\text{Ni}(\text{CO})_4$:

$$68,14 \text{ moles CO} \times \frac{170,7 \text{ gramos Ni}(\text{CO})_4}{4 \text{ moles CO}} = 2907,87 \text{ gramos Ni}(\text{CO})_4$$

$$\% \text{ Rendimiento} = \frac{\text{gramos}(\text{obtenidos})}{\text{gramos}(\text{teóricos})} \times 100 = \frac{2326,2}{2907,87} \times 100 = 80\%$$

41.- En la síntesis del amoníaco: Nitrógeno + Hidrógeno → Amoníaco, reaccionan 10 g de nitrógeno. Calcular el volumen de amoníaco obtenido (medido en c.n.) si el rendimiento del proceso es del 40 %.

Datos: Masas atómicas: N=14; H=1

Solución:

a) La reacción es: $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$

$$10 \text{ gramos } \text{N}_2 \times \frac{2 \text{ moles } \text{NH}_3 (\text{teóricos})}{28 \text{ gramos } \text{N}_2} \times \frac{40 \text{ moles (reales)}}{100 \text{ moles (teóricos)}} \times \frac{22,4 \text{ Litros}}{1 \text{ mol } \text{NH}_3} = 6,4 \text{ Litros } \text{NH}_3$$

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: $M_{\text{CH}_4} = 16 \text{ g/mol}$

a) Moles iniciales de CH_4 : $32 \text{ gCH}_4 \times \frac{1 \text{ molCH}_4}{16 \text{ gCH}_4} = 2 \text{ molesCH}_4$

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

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

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_4

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:

- a) El n° de moles presentes y el volumen que ocupan en condiciones normales
- b) El n° de moléculas de H_2S presentes.
- c) 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:

- a) El n° de moles que contiene.
- b) El n° de moléculas de SO_2 presentes.
- c) 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°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: $\text{C} = 12$; $\text{Na} = 23$; $\text{Al} = 27$; $\text{Cl} = 35'5$.

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 NH_3 ocupan, en condiciones normales, un volumen de 22'4 litros.

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

c) En 32 g de 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 gramos Mg + 32 gramos O₂ = 80,61 gramos de Óxido: **Ley de Lavoisier**

b)

$$1\text{gramoMg} \times \frac{32\text{gramosO}_2}{48,61\text{gramosMg}} = 0,66\text{gramosO}_2$$

$$\text{GramosÓxido} = 1\text{gramoMg} + 0,66\text{gramosO}_2 = 1,66\text{gramosÓxido}$$

c)

$$1\text{gramoO}_2 \times \frac{48,61\text{gramosMg}}{32\text{gramosO}_2} = 1,52\text{gramosMg}$$

$$\text{GramosÓxido} = 1,52\text{gramoMg} + 1\text{gramosO}_2 = 2,52\text{gramosÓxido}$$

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:

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

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 O₂

Compuesto B } 0,402 gramos de Hg
0,016 gramos de O₂

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 O₂ (A) / masa O₂ (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 Cl₂

Cloruro B } 78,76 gramos de Sn
21,24 gramos de Cl₂

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 Cl₂ (B) / masa Cl₂ (A) = 23,76/11,88 = 2 = número entero

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 ;

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

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

Si el compuesto es **(CH₂)_n** su Masa Molecular es: $(12 + 2) \times n = 14n = 28,16$
 $\rightarrow n=2$

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:

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

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

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

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

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 : $(CH_3)_2 = C_2H_6$

