

**TEMA I: CONCEPTOS FUNDAMENTALES**

1.- a) Sabiendo que el peso atómico del hidrógeno es 1,00797g. Calcular la masa en gramos de un átomo de hidrógeno.

Si el peso atómico del hidrógeno es 1,00797 g, eso quiere decir que un mol de hidrógeno pesa 1,00797 gr. Y como un mol de hidrógeno tiene  $6,023 \cdot 10^{23}$  átomos de hidrógeno, significa que un nº de Avogadro de átomos de hidrógeno pesan 1,00797 gr. Por tanto:

$$\frac{1,00797 \text{ gr de hidrógeno}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = \frac{x \text{ gr. de hidrógeno}}{1 \text{ átomo}} \rightarrow x = \frac{1,00797 \text{ gr. de H} \cdot 1 \text{ átomo de H}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de H}} = 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ gr.}$$

Y la masa de un átomo de hidrógeno es  $1,67 \cdot 10^{-24}$  gr.

b) ¿Cuál de las siguientes cantidades contiene el mayor número de átomos de oro? 26,02 gr. De oro, 0,15 moles de oro ó  $4,98 \cdot 10^{22}$  átomos de oro. P.a.(Au) =197 gr.

Vamos a pasar todo a átomos. Ya sabemos que un mol es un  $N_A$  ( $6,023 \cdot 10^{23}$ ) de átomos. Por tanto:

$$\frac{1 \text{ mol de Au}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = \frac{0,15 \text{ moles de Au}}{x \text{ átomos}} \rightarrow 0,15 \text{ moles de Au} = 9,035 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Au.}$$

$$\frac{197 \text{ gr. de Au}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = \frac{26,02 \text{ gr de Au}}{x \text{ átomos}} \rightarrow 26,02 \text{ gr. De Au} = 7,95 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Au.}$$

De donde la cantidad que contiene mayor nº de átomos de oro es  $4,98 \cdot 10^{22}$  átomos.

2.- Responda a las siguientes cuestiones, razonando las respuestas. (P.a: H=1; He=4; O=16; S=32)

a) Indique la masa del sulfuro de Hidrógeno ( $H_2S$ ) que hay en 0,4 moles de sulfuro de hidrógeno.

$$P_{m(H_2S)} = 2 \cdot 1 + 32 = 34 \text{ gr/mol} \rightarrow \frac{1 \text{ mol de } H_2S}{34 \text{ gr}} = \frac{0,4 \text{ moles}}{x} \rightarrow x = \frac{34 \text{ gr} \cdot 0,4 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} \rightarrow x=13,6 \text{ gr.}$$

b) Señale Cuantas moléculas de agua contienen 0,24 moles de agua.

$$\frac{1 \text{ mol}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = \frac{0,24 \text{ mol}}{x} \rightarrow x = \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot 0,24 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 1,44 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

c) Señale quien contiene más átomos, 2 moles de helio (He) ó 16 gramos de oxígeno.

16 gramos de oxígeno es 1 mol, por tanto 2 moles de He contienen más átomos que 1 de oxígeno.

d) Indique cuántas moléculas de ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ) hay en 112 gramos de este compuesto.

1 mol de  $H_2SO_4$  son 98 gr, por tanto vamos a calcular el nº de moles que hay en 112 gr.

$$n = \frac{m}{P_m} = \frac{112 \text{ gr}}{98 \text{ gr/mol}} = 1,14 \text{ mol}$$



$$\frac{1 \text{ mol}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = \frac{1,14 \text{ mol}}{x} \rightarrow x = \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot 1,14 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 6,88 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

3.- En 200 gr. de dicromato potásico  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

a) ¿Cuántos moles de dicromato potásico hay?

$$P_{m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)} = 39 \cdot 2 + 52 \cdot 2 + 16 \cdot 7 = 294 \text{ gr / mol} \rightarrow n = \frac{200 \text{ gr}}{294 \text{ gr / mol}} = 0,68 \text{ mol}$$

b) ¿Cuántos moles de átomos de cada elemento hay?

En un mol de dicromato potásico hay 2 moles de átomos de K, 2 moles de átomos de Cr y 7 moles de átomos de O. Entonces, en 0,68 moles de dicromato potásico habrá 1,36 moles de átomos de K, 1,36 moles de átomos de Cr y 4,76 moles de átomos de oxígeno.

c) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay?

$$\text{N}^\circ \text{ de átomos de oxígeno} = 4,76 \text{ moles} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos/mol} = 2,87 \cdot 10^{24} \text{ átomos de Oxígeno}$$

4.- La fórmula de la morfina es  $\text{C}_{17}\text{H}_{19}\text{NO}_3$  (P.a. H=1; C=12; N=14; O=16)

a) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en un mol de morfina?

En un mol de morfina hay  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas de morfina, y como en cada molécula hay 3 átomos de oxígeno, entonces en un mol de morfina hay  $1,81 \cdot 10^{24}$  átomos de oxígeno.

b) ¿Cuántos átomos de carbono hay en 10 mg. De morfina?

Lo primero es calcular el número de moles de morfina que hay en 10 mg, para ello calculamos el peso molecular de la morfina:

$$P_m = 17 \cdot 12 + 19 \cdot 1 + 1 \cdot 14 + 16 \cdot 3 = 285 \text{ gr/mol}$$

Después calculamos el número de moles de morfina

$$n = \frac{m}{P_m} = \frac{10 \cdot 10^{-3} \text{ gr}}{285 \text{ gr / mol}} = 3,51 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

Y ahora; si en una molécula de morfina hay 17 átomos de carbono, en un mol de morfina habrá  $17 \cdot N_A$  átomos de carbono. Y en  $3,51 \cdot 10^{-5}$  mol habrá:

$$\begin{aligned} n^\circ \text{ átomos de C} &= n^\circ \text{ moles de C} \cdot n^\circ \text{ átomos de C en cada mol} = \\ &= 3,51 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot 17 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos / mol} = 3,59 \cdot 10^{20} \text{ átomos de C} \end{aligned}$$

c) ¿Qué masa de morfina contiene  $3,01 \cdot 10^{23}$  átomos de nitrógeno?

Un mol de morfina son 285 gr., un mol de morfina contiene  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas de morfina, cada molécula de morfina contiene 1 átomo de N, por tanto cada mol de morfina contendrá  $6,023 \cdot 10^{23}$  átomos de N.

Vamos a calcular en  $n^\circ$  de moles de morfina.

$$\frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de N}}{1 \text{ mol de morfina}} = \frac{3,01 \cdot 10^{23} \text{ átomos de N}}{x \text{ moles de morfina}}$$

$$n_{\text{morfina}} = \frac{3,01 \cdot 10^{23} \text{ átomos de N} \cdot 1 \text{ mol}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de N}} = 0,5 \text{ moles de morfina}$$

$$m_{\text{morfina}} = n_{\text{morfina}} \cdot P_{m(\text{morfina})} = 0,5 \text{ mol} \cdot 285 \text{ gr/mol} = 142,5 \text{ gr}$$



5.- En un recipiente de  $10 \text{ dm}^3$  de volumen se han introducido  $15 \text{ gr}$  de oxígeno y  $8 \text{ gr}$  de nitrógeno. La temperatura es de  $27^\circ\text{C}$ . Se pide:

a) Presión parcial del nitrógeno en el recipiente.

Para calcular la presión parcial del nitrógeno (gaseoso  $\text{N}_2$ ), necesitamos saber el nº de moles de nitrógeno introducidos en el recipiente:

$$n_{\text{N}_2} = \frac{m_{\text{N}}}{P_{m(\text{N}_2)}} = \frac{8 \text{ gr}}{28 \text{ gr/mol}} = 0,29 \text{ mol de N}_2$$

Aplicando la ecuación de los gases perfectos:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Podemos calcular la presión parcial del nitrógeno:

$$P_{\text{N}_2} = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,29 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{l} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}}{10 \text{ l}} = 0,71 \text{ atm}$$

b) Presión total de la mezcla gaseosa.

Sabemos que  $P_i = \chi_i \cdot P_T$ , entonces vamos a calcular la fracción molar de nitrógeno; pero antes necesitamos saber el nº de moles de oxígeno:

$$n_{\text{O}_2} = \frac{m_{\text{O}}}{P_{m(\text{O}_2)}} = \frac{15 \text{ gr}}{32 \text{ gr/mol}} = 0,47 \text{ mol}$$

entonces

$$\chi_{\text{N}} = \frac{n_{\text{Nitrógeno}}}{n_{\text{Total}}} = \frac{0,29 \text{ mol}}{0,29 + 0,47 \text{ mol}} = 0,38$$

Y de aquí:

$$P_T = \frac{P_{\text{N}}}{\chi_{\text{N}}} = \frac{0,71 \text{ atm}}{0,38} = 1,86 \text{ atm}$$

6.- En una mezcla de tres gases: A, B y C las fracciones molares de B y de C son respectivamente, el doble y el triple que las de A. Calcular las presiones parciales que ejercen cada uno de los tres gases, si la presión total es de  $101325 \text{ pa}$ .

Nos dicen que la presión total es de  $101325 \text{ pa}$ , por comodidad vamos a trabajar en atmósferas, como una atmósfera son  $101325 \text{ pa}$ , entonces tenemos que la presión total es de  $1 \text{ atm}$ . Llamamos X a la fracción molar de A, por tanto la fracción molar de B es  $2X$  y la de C será  $3X$ .

Sabemos que la suma de todas las fracciones molares es la unidad:

$$X + 2X + 3X = 1 \rightarrow 6X = 1 \rightarrow X = 1/6$$

$$\text{Presión Parcial de A: } P_A = \chi_A \cdot P_T = \frac{1}{6} \cdot 1 \text{ atm} = 0,17 \text{ atm}$$

$$\text{Presión Parcial de B: } P_B = \chi_B \cdot P_T = \frac{2}{6} \cdot 1 \text{ atm} = 0,33 \text{ atm}$$

$$\text{Presión Parcial de C: } P_C = \chi_C \cdot P_T = \frac{3}{6} \cdot 1 \text{ atm} = 0,5 \text{ atm}$$

Vemos que la suma de todas las presiones parciales es  $1 \text{ atm}$ , que es la presión total.

7.- Un recipiente de  $20 \text{ ml}$  contiene nitrógeno a  $25^\circ\text{C}$  y a  $0,8 \text{ atm}$ , y otro de  $50 \text{ ml}$  contiene helio a  $25^\circ\text{C}$  y a  $0,4 \text{ atm}$ .

a) Determinar el nº de moles de moléculas y de átomos de cada recipiente.

Tenemos dos recipientes con dos gases, el gas nitrógeno es una molécula diatómica  $\text{N}_2$ , mientras que el gas Helio es una molécula monoatómica He.

Vamos a calcular el nº de moles de cada uno utilizando la ecuación de los gases perfectos.



$$n_{N_2} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,8 \text{ atm} \cdot 20 \cdot 10^{-3} \text{ l}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{l} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} = 6,54 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_{He} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,4 \text{ atm} \cdot 50 \cdot 10^{-3} \text{ l}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{l} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} = 8,18 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

- En el recipiente de Nitrógeno, hay  $6,54 \cdot 10^{-4}$  moles de moléculas de  $N_2$  y  $1,31 \cdot 10^{-3}$  moles de átomos de N
- En el recipiente de Helio, hay  $8,18 \cdot 10^{-4}$  moles de moléculas de He y  $8,18 \cdot 10^{-4}$  moles de átomos de He.

b) Si se conectan los dos recipientes a través de un tubo capilar, ¿cuales serían las presiones parciales de cada gas? ¿y la total del sistema?

La Ley de Dalton dice: *La presión total de la mezcla es la suma de las presiones parciales que cada uno de los gases ejercería si los otros no estuvieran presentes.*

Vamos a calcular la presión de cada uno de ellos, pero utilizando como volumen el volumen total ( $50 \text{ ml} + 20 \text{ ml} = 70 \text{ ml}$ ).

Como las temperaturas son la misma, podemos utilizar la ley de Boyle: *El volumen de un gas ideal cuando la temperatura y el n° de moles se mantienen constantes, es inversamente proporcional a la presión que se ejerce sobre ese gas.*

$$P_i \cdot V_i = P_f \cdot V_f$$

Si aplicamos esto a cada uno de los gases:

$$\text{Nitrógeno: } P_f = \frac{P_i \cdot V_i}{V_f} = \frac{0,8 \text{ atm} \cdot 20 \text{ ml}}{70 \text{ ml}} = 0,23 \text{ atm}$$

$$\text{Helio: } P_f = \frac{P_i \cdot V_i}{V_f} = \frac{0,4 \text{ atm} \cdot 50 \text{ ml}}{70 \text{ ml}} = 0,29 \text{ atm}$$

Y la presión total, es la suma de ambas:

$$P_T = 0,52 \text{ atm}$$

Este apartado también lo podemos hacer con la ecuación de los gases perfectos:

$$P_{N_2} = \frac{n_{N_2} \cdot R \cdot T}{V_T} = \frac{6,54 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{l} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{70 \cdot 10^{-3} \text{ l}} = 0,23 \text{ atm}$$

$$P_{He} = \frac{n_{He} \cdot R \cdot T}{V_T} = \frac{8,18 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{l} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{70 \cdot 10^{-3} \text{ l}} = 0,29 \text{ atm}$$

c) Calcular la concentración de cada gas en la mezcla y expresarla en fracción molar y porcentaje en peso.

$$\chi_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_{N_2} + n_{He}} = \frac{6,54 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{(6,54 + 8,18) \cdot 10^{-4} \text{ mol}} = 0,44$$

$$\chi_{He} = \frac{n_{He}}{n_{N_2} + n_{He}} = \frac{8,18 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{(6,54 + 8,18) \cdot 10^{-4} \text{ mol}} = 0,56$$

Para calcular la concentración de cada uno en porcentaje peso-peso, necesitamos las masas de cada uno de ellos.

$$\text{Masa de Nitrógeno: } m_{N_2} = n_{N_2} \cdot P_{m(N_2)} = 6,54 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 28 \text{ gr} \cdot \text{mol}^{-1} = 18,3 \cdot 10^{-3} \text{ gr} = 18,3 \text{ mg}$$

$$\text{Masa de Helio: } m_{He} = n_{He} \cdot P_{m(He)} = 8,18 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 4 \text{ gr} \cdot \text{mol}^{-1} = 3,3 \cdot 10^{-3} \text{ gr} = 3,3 \text{ mg}$$

Y ahora, aplicando la fórmula de la concentración peso-peso:





$$\%_{p-p(N_2)} = \frac{m_{N_2}}{m_{Total}} \cdot 100 = \frac{18,3mg}{(18,3 + 3,3)mg} \cdot 100 = 84,7\%$$

$$\%_{p-p(He)} = \frac{m_{He}}{m_{Total}} \cdot 100 = \frac{3,3mg}{(18,3 + 3,3)mg} \cdot 100 = 15,3\%$$

8.- Un ácido clorhídrico concentrado contiene 35,2% en peso de HCl y su densidad es de 1,175 g/cm<sup>3</sup>. Calcular:

a) La molaridad y la molalidad del ácido

En cada 100 gr de disolución hay 35,2 gr de HCl.

Utilizando la densidad, 100 gr de disolución son  $V = \frac{m}{d} = \frac{100gr}{1,175gr \cdot cm^{-3}} = 85,1cm^3$

Para calcular la molaridad, M, necesitamos saber el n° de moles de HCl:

$$n_{HCl} = \frac{m_{HCl}}{P_{m(HCl)}} = \frac{35,2gr}{(1 + 35,5)gr / mol} = 0,96mol$$

Quiere esto decir que en 100 gr de disolución hay 0,96 moles de HCl.

Entonces en 85,1 cm<sup>3</sup> de disolución hay 0,96 moles de HCl.

$$M = \frac{n_{soluta}}{V_{disolución}} = \frac{n_{HCl}}{V_{disolución}} = \frac{0,96mol}{85,1 \cdot 10^{-3}l} = 11,3mol / l = 11,3M$$

Si en 100 gr de disolución hay 35,2 gr de HCl, entonces habrá 64,8 gr de disolvente.  
Y como en 100 gr de disolución hay 0,96 moles de HCl, entonces:

$$\text{La molalidad } m = \frac{n_{soluta}}{m_{disolvente(Kg)}} = \frac{0,96mol}{68,4 \cdot 10^{-3}kg} = 14,04mol / kg = 14,04molal$$

b) El volumen de éste ácido concentrado que se necesita para preparar un litro de disolución 2 molar.

Si la molaridad de la nueva disolución es 2M, y el volumen es 1l, necesitamos 2 moles de HCl.

$$n_{HCl} = M \cdot V = 2mol / l \cdot 1l = 2mol$$

La masa de dos moles de HCl es:

$$m_{HCl} = n_{HCl} \cdot P_{m(HCl)} = 2mol \cdot 36,5gr / mol = 73gr$$

Para preparar una nueva disolución de 1 litro 2M con este ácido, necesitamos 73 gramos de HCl.

Como en 100 gr. De disolución hay 35,2 gr de HCl concentrado, vamos a calcular en cuantos gramos de disolución hay 73 gr de HCl.

$$\frac{35,2gr \text{ de HCl}}{100gr \text{ de disolución}} = \frac{73gr \text{ de HCl}}{X} \rightarrow X = \frac{73gr \text{ de HCl} \cdot 100gr \text{ de disolución}}{35,2gr \text{ de HCl}} = 207,39gr.$$

Tenemos que en 207,39 gr de disolución hay 73 gr de HCl, que son 2 moles.

Para calcular el volumen de ácido que necesitamos, basta con:



$$V = \frac{\text{masa}_{\text{HCl}}}{\text{Densidad}} = \frac{207,39 \text{ gr}}{1,175 \text{ gr}\cdot\text{cm}^{-3}} = 176,5 \text{ cm}^3$$

Para preparar una nueva disolución de 1 litro cuya concentración sea 2M, necesitamos utilizar 176,5 cm<sup>3</sup> de HCl concentrado.

9.- A 500 cc de disolución 0,5M de Hidróxido de Sodio añadimos agua hasta completar 800 cc de disolución. Determinar el valor de la nueva disolución.

Como el nº de moles de NaOH no ha cambiado, podemos utilizar la ecuación:  $M_i \cdot V_i = M_f \cdot V_f$ , por tanto:

$$M_f = \frac{M_i \cdot V_i}{V_f} = \frac{0,5M \cdot 500 \text{ cm}^3}{800 \text{ cm}^3} = 0,3M$$

10.- Se disuelven 6,2 gr de ácido sulfúrico puro en agua y se enrasa hasta completar 100 cc. ¿Cuál es la molaridad y la normalidad de la resolución resultante?

Vamos a calcular el n1 de moles de sulfurico:

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{P_{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}} = \frac{6,2 \text{ gr}}{98 \text{ gr}\cdot\text{mol}^{-1}} = 0,063 \text{ mol}$$

La molaridad será:

$$M = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{0,063 \text{ mol}}{0,1 \text{ l}} = 0,63M$$

Para calcular la Normalidad lo podemos hacer de dos formas:

a) Conocida la Molaridad, la Normalidad se calcula:  $N = M \cdot \text{Valencia} = 0,63 \cdot 2 = 1,26 N$

$$N = \frac{n^{\circ} \text{ eq}_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V} = \frac{\frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{P_{eq}}}{V} = \frac{\frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{P_{m(\text{H}_2\text{SO}_4)} \cdot \text{Val}}}{V} = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V} \cdot \text{Val} = M \cdot \text{Val}$$

b) Calculando directamente la Normalidad, para ello necesitamos hacer algunos cálculos

$$N = \frac{n^{\circ} \text{ eq}_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V}$$

$$\checkmark n^{\circ} \text{ eq} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{P_{ep(\text{H}_2\text{SO}_4)}}$$

$$\checkmark P_{ep(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{P_{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}}{\text{Val}} = \frac{98 \text{ gr / mol}}{2} = 49 \text{ gr / eq}$$

$$n^{\circ} \text{ eq} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{P_{ep(\text{H}_2\text{SO}_4)}} = \frac{6,2 \text{ gr}}{49 \text{ gr / eq}} = 0,126 \text{ eq}$$

Por tanto, la normalidad:

$$N = \frac{n^{\circ} \text{ eq}_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V} = \frac{0,126 \text{ eq}}{0,1 \text{ l}} = 1,26 \text{ eq / l} = 1,26N$$

11.- El ácido fluorídrico concentrado HF, tiene habitualmente una concentración del 49% en peso y su densidad es de 1,17 gr/ml. (P.a: H=1; F=19)

a) ¿Cual es la molaridad de la disolución?

Tenemos que en 100 gr de disolución hay 49 gr de HF, por tanto en 100 gr de disolución habrán

$$n_{\text{HF}} = \frac{m}{P_m} = \frac{49 \text{ gr}}{20 \text{ gr}\cdot\text{mol}^{-1}} = 2,45 \text{ mol}$$



Ahora calculamos el volumen de 100 gr de disolución, y para ello utilizamos la densidad:

$$V = \frac{m}{d} = \frac{100 \text{ gr}}{1,17 \text{ gr / ml}} = 85,5 \text{ ml}$$

Por tanto la molaridad de la disolución sera:

$$M = \frac{n_{\text{HF}}}{V} = \frac{2,45 \text{ mol}}{85,5 \cdot 10^{-3} \text{ l}} = 0,038 \text{ mol / l} = 0,04 \text{ M}$$

b) ¿Cuál es la molaridad de la disolución que resulta de mezclar 500 ml de éste ácido con 1l de ácido fluorídrico 2M?

Vamos a calcular el número de moles de HF que hay en 500 ml de HF. Lo primero es calcular la masa de la disolución:

$$m = V \cdot d = 500 \text{ ml} \cdot 1,17 \text{ gr / ml} = 585 \text{ gr}$$

Como el 49% de la masa es HF,

$$m_{\text{HF}} = 585 \text{ gr} \cdot \frac{49}{100} = 286,65 \text{ gr}$$

En 500 ml de disolución hay 286,65 gr de HF

Y ahora calculamos el nº de moles de HF que hay en los 500 ml de disolución:

$$n = \frac{m}{P_m} = \frac{286,65 \text{ gr}}{20 \text{ gr / mol}} = 14,33 \text{ mol}$$

Como la otra disolución es 2M, y su volumen es de 1l, en ésta tenemos 2 moles de HF.

Para calcular la molaridad de la nueva disolución:

$$M = \frac{n_{\text{HF}}}{V} = \frac{(14,33 + 2) \text{ mol}}{1,5 \text{ l}} = 10,89 \text{ M}$$

12.- Una disolución acuosa de Acido Ortofosfórico ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) contiene 300 gr de ácido por litro y su densidad es de  $1,153 \text{ g/cm}^3$ . Calcular: (P.a.: P=31; O=16, H=1)

a) La concentración en %<sub>p-p</sub>

Lo primero es calcular la masa de 1 litro de disolución utilizando el dato de la densidad.

$$m = V \cdot d = 1000 \text{ ml} \cdot 1,153 \text{ gr / ml} = 1153 \text{ gr}$$

Como en el enunciado dice que hay 300 gr de ácido, el tanto por ciento en peso será:

$$\%_{\text{p-p}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m_{\text{ácido}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{300 \text{ gr}}{1153 \text{ gr}} \cdot 100 = 26\%$$

b) La molaridad, la normalidad y la molalidad de la disolución.

El peso molecular del ácido ortofosfórico es:

$$P_{m(\text{H}_3\text{PO}_4)} = 3 \cdot 1 + 31 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ gr / mol}$$



Vamos a calcular el nº de moles de ácido en 300 gr:

$$n_{H_3PO_4} = \frac{m}{P_m} = \frac{300 \text{ gr}}{98 \text{ gr} \cdot \text{mol}^{-1}} = 3,06 \text{ mol}$$

La molaridad será:

$$M = \frac{n_{H_3PO_4}}{V} = \frac{3,06 \text{ mol}}{1 \text{ l}} = 3,06 \text{ M}$$

La Normalidad:

$$N = M \cdot Val = 3,06 \cdot 3 = 9,18 \text{ eq / l} = 9,18 \text{ N}$$

Y la molalidad:

$$m = \frac{n_{H_3PO_4}}{\text{kg}_{\text{disolvente}}} = \frac{3,06 \text{ mol}}{0,853 \text{ kg}} = 3,58 \text{ m}$$

Donde la masa de disolvente la calculamos como masa de 1 litro de disolución - masa de ácido

$$m_{\text{disolvente}} = 1153 \text{ gr} - 300 \text{ gr} = 853 \text{ gr} = 0,853 \text{ kg}$$

13.- Indicar si son ciertas falsas las proposiciones siguientes, justificando la respuesta dada:

a) En un mol de oxígeno (O<sub>2</sub>) hay 2 átomos de oxígeno.

Falso. En un mol de oxígeno hay 1 mol de moléculas de oxígeno y 2 moles de átomos de O. Osea, en un mol de O<sub>2</sub> hay 2·6,023·10<sup>23</sup> átomos de oxígeno.

b) En condiciones normales existen el mismo nº de moléculas en 67,2 litros de agua que en 132 gramos de CO<sub>2</sub>.

Falso. En condiciones normales el volumen de un gas es de 22,4 litros. Pero a 273K y 1 atm de presión el agua no es un gas, por tanto no podemos calcular en nº de moles de agua.

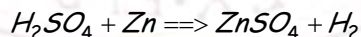
Si podemos calcular el nº de moles de CO<sub>2</sub>

$$n_{CO_2} = \frac{m}{P_m} = \frac{132 \text{ gr}}{44 \text{ gr / mol}} = 3 \text{ mol}$$

14.- Una disolución de ácido sulfúrico del 44% en peso, tiene una densidad de 1,343 gr/cm<sup>3</sup>. 25 cm<sup>3</sup> de dicha disolución se ponen en contacto con un exceso de Zn metálico, dando como productos de reacción, hidrógeno y sulfato de zinc.

Calcular el volumen de gas hidrógeno, medido en C.N. que se produce en la reacción.

Lo primero es escribir la reacción:



Después es ajustarla, tiene que haber el mismo nº de átomos de cada especie tanto en los reactivos como en los productos (Ley de Lavoisier ó Ley de conservación de la masa).

Vemos que está ajustada.

Las reacciones químicas se producen "mol a mol".

En esta reacción un mol de ácido sulfúrico reacciona con un mol de Zinc para producir 1 mol de Sulfato de Zinc y un mol de Hidrógeno.





Por tanto 1 mol de  $H_2SO_4$  produce 1 mol de  $H_2$ .

Vamos a calcular el nº de moles de  $H_2SO_4$  puesto en reacción:

Lo primero es calcular la masa de  $25\text{ cm}^3$  de disolución, utilizando para ello el dato de la densidad.

$$m = V \cdot d = 25\text{ cm}^3 \cdot 1,343\text{ gr} \cdot \text{cm}^{-3} = 33,575\text{ gr}$$

Como la concentración de  $H_2SO_4$  es de un 44% en peso, quiere decir que en  $25\text{ cm}^3$  de disolución habrá:

$$m_{H_2SO_4} = 33,575\text{ gr} \cdot \frac{44}{100} = 14,77\text{ gr}$$

El nº de moles de  $H_2SO_4$  será:

$$n_{H_2SO_4} = \frac{14,77\text{ gr}}{98\text{ gr} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,15\text{ mol}$$

Entonces 0,15 moles de  $H_2SO_4$  producen 0,15 moles de  $H_2$ .

Como 1 mol de  $H_2$  medido en C.N. ocupa un volumen de 22,4 l, entonces 0,15 moles ocuparán:

$$\frac{1\text{ mol}}{22,4\text{ l}} = \frac{0,15\text{ mol}}{x} \rightarrow x = \frac{0,15\text{ mol} \cdot 22,4\text{ l}}{1\text{ mol}} = 3,36\text{ l}$$

El volumen de  $H_2$  producido en esta reacción es de **3,36 litros**.

15.- Sabiendo que la masa molecular del hidrógeno es 2 y la del oxígeno es 32, conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) ¿Qué ocupará más volumen, un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno en las mismas condiciones de presión y temperatura?

Ninguno de los dos. Ambos ocupan el mismo volumen. Para calcular el volumen ocupado por un mol de compuesto, podemos utilizar la ecuación de los gases perfectos:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$V_{O_2} = \frac{1 \cdot R \cdot T}{P} = \frac{R \cdot T}{P} \quad V_{H_2} = \frac{1 \cdot R \cdot T}{P} = \frac{R \cdot T}{P}$$

Si P y T son las mismas, el volumen es el mismo para ambas especies.

b) ¿Qué tendrá más masa, un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno?

Un mol de hidrógeno tiene una masa de 2 u.m.a. y un mol de Oxígeno 32 u.m.a.

Por tanto el mol de oxígeno tendrá mas masa.

c) Dónde habrá más moléculas, en un mol de Hidrógeno o en un mol de Oxígeno?

En un mol hay un nº de avogadro de moléculas,  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas, como tenemos 1 mol de cada especie, en ellos hay el mismo nº de moléculas.