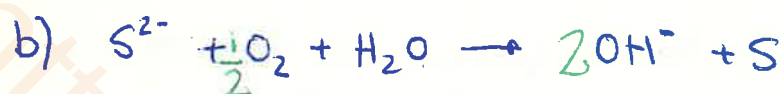


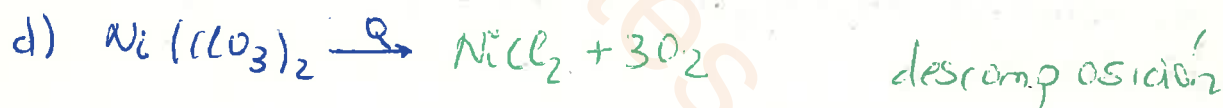
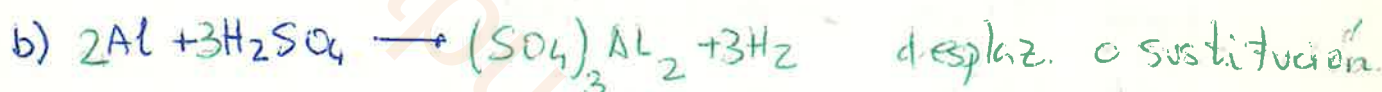
QUESTION 1

Ajustar las siguientes ecuaciones:



QUESTION 2

Completar las siguientes ecuaciones, ajustarlas y decir de que tipo son:

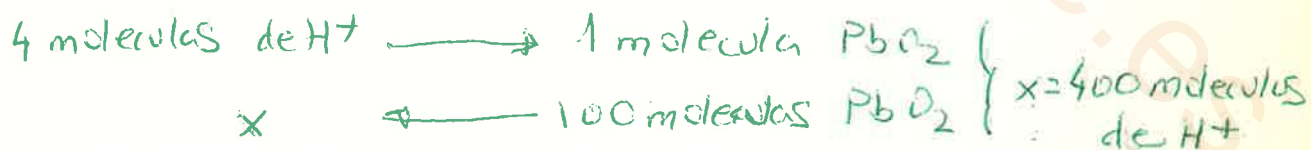


QUESTION 3

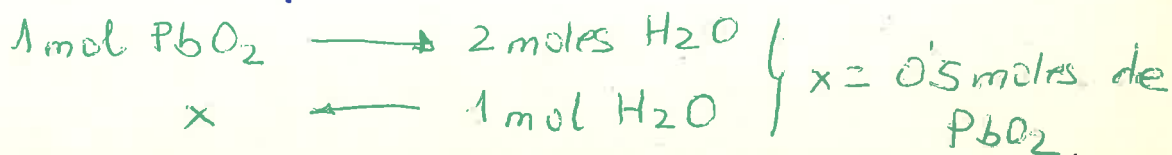
Si consideramos la ecuación igualada:



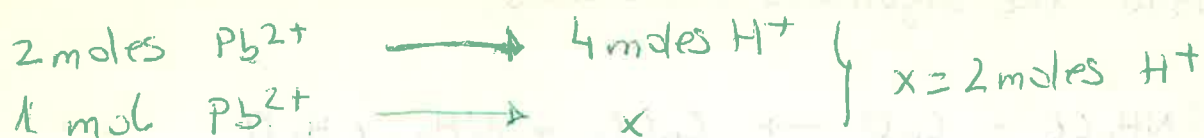
a) ¿cuántos H^+ serán necesarios para producir 100 moléculas de PbO_2 ?



b) ¿cuántos moles de PbO_2 se producirían simultáneamente con un mol de H_2O ?



c) ¿Cuántos moles de iones H^+ producirán un mol de cargas positivas (de los iones Pb^{2+})? ~~producirán~~

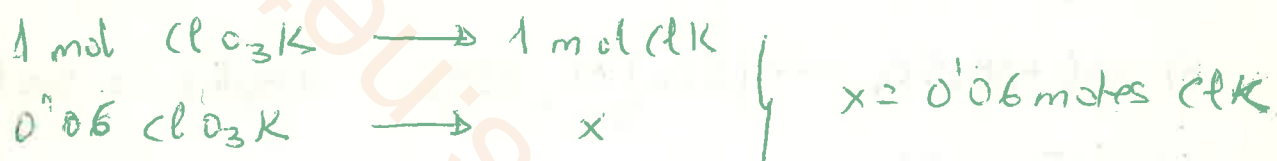


CUESTION 4

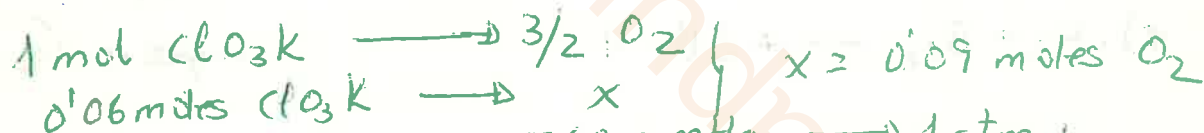
¿Que cantidad de cloruro potásico queda tras la descomposición térmica de 782gr de clorato potásico?



$$n^{\circ} \text{ moles } ClO_3K = \frac{782}{122.5} = 0.06 \text{ moles } ClO_3K$$



¿Que volumen de oxígeno, a $19^{\circ}C$ y 746 mmHg , se habrá desprendido?



$$\begin{array}{lcl} 760 \text{ mmHg} & \longrightarrow & 1 \text{ atm} \\ 746 \text{ mmHg} & \longrightarrow & x \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} x = 0.9 \end{array} \right.$$

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

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0.09 \cdot 0.082 \cdot 292}{0.9} = 2.39 \text{ l de } O_2 \text{ a } 19^{\circ}C \text{ y } 746 \text{ mmHg.}$$

PROBLEMAS.

* Determina: a) la composición centesimal del carbonato bórico.

$$PM = B_2CO_3 = 137'3 + 12 + 48 = 197'3 \text{ gr}$$

$$\begin{array}{lcl} 197'3 \text{ gr } B_2CO_3 & \longrightarrow & 100\% \\ 137'3 \text{ gr } B_2 & \longrightarrow & x \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 69'5\% B_2 \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{lcl} 197'3 \text{ gr } B_2CO_3 & \longrightarrow & 100\% \\ 12 \text{ gr } C & \longrightarrow & x \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 6'08\% \text{ de } C \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{lcl} 197'3 \text{ gr } B_2CO_3 & \longrightarrow & 100\% \\ 48 \text{ gr } O_3 & \longrightarrow & x \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 24'32\% \text{ de } O \end{array} \right.$$

b) los gramos de germanio que podemos extraer de 8 gr de su dióxido.

$$PM = GeO_2 = 72'59 + 32 = 104'59 \text{ gr}$$

$$\begin{array}{lcl} 104'59 \text{ gr } GeO_2 & \longrightarrow & 72'59 \text{ gr } Ge \\ 8 \text{ gr } GeO_2 & \longrightarrow & x \end{array} \left\{ \begin{array}{l} x = 5'5 \text{ gr de } Ge \end{array} \right.$$

* El acetato de etilo tiene un 54'5% de carbono, un 9'1% de H. y el resto de oxígeno. El espectrómetro de masas de una masa molecular de 88. Hallar su fórmula molecular.

$$C = \frac{54'5}{12} = 4'54 \text{ moles} \quad \frac{4'54}{2'275} = 2 \text{ at}$$

$$H = \frac{9'1}{1} = 9'1 \text{ moles} \quad \frac{9'1}{2'275} = 4$$

$$O = \frac{36'4}{16} = 2'275 \text{ moles} \quad \frac{2'275}{2'275} = 1$$

$$(H_4C_2O)_n = 88$$

$$40n + 2 \cdot 12 \cdot n + 16 \cdot n = 88$$

$$44n = 88$$

$$n = \frac{88}{44} = 2$$

$$\boxed{(H_4C_2O)_2} = H_8C_4O_2$$

- * a) Un kilogramo de mercurio, ¿cuántos átomos-gramo de mercurio son? ¿y un kilogramo de azufre?

$$\begin{array}{l} 1 \text{ at-gr Hg} \longrightarrow 200.59 \text{ gr Hg} \\ x \longleftarrow 1000 \text{ gr Hg} \end{array} \left\{ x = \underline{4.98 \text{ at-gr de Hg}} \right.$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ at-gr S} \longrightarrow 32.064 \text{ gr S} \\ y \longleftarrow 1000 \text{ gr S} \end{array} \left\{ y = \underline{31.18 \text{ at-gr de S}} \right.$$

- b) 13,2 gr. dióxido de Nitrógeno ¿cuántos moles son? ¿cuántos at-g. de nitrógeno y de oxígeno hay en esa cantidad?

$$\text{NO}_2 = 14 + 32 = 46 \text{ gr}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol NO}_2 \longrightarrow 46 \text{ gr NO}_2 \\ x \longleftarrow 13.2 \text{ gr NO}_2 \end{array} \left\{ x = \underline{0.286 \text{ moles NO}_2} \right.$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol NO}_2 \longrightarrow 1 \text{ at-gr N} \\ 0.286 \text{ mol NO}_2 \longrightarrow y \end{array} \left\{ \underline{0.28 \text{ at-gr N}} \right.$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol NO}_2 \longrightarrow 2 \text{ at-gr O} \\ 0.28 \text{ mol de NO}_2 \longrightarrow z \end{array} \left\{ \underline{0.56 \text{ at-gr O}} \right.$$

— 0 —
OTRA MANERA

$$\begin{array}{l} 46 \text{ gr NO}_2 \longrightarrow 14 \text{ gr N} \\ 13.2 \text{ gr NO}_2 \longrightarrow x \end{array} \left\{ x = 4 \text{ gr N} \right.$$

$$\begin{array}{l} 46 \text{ gr NO}_2 \longrightarrow 32 \text{ gr O} \\ 13.2 \text{ gr NO}_2 \longrightarrow y \end{array} \left\{ y = 9.2 \text{ gr} \right.$$

$$\begin{array}{l} 14 \text{ gr N} \longrightarrow 1 \text{ at-gr} \\ 4 \text{ gr N} \longrightarrow x \end{array} \left\{ x = \underline{0.28 \text{ at-gr N}} \right.$$

$$\begin{array}{l} 32 \text{ gr O} \longrightarrow 2 \text{ at-gr} \\ 9.2 \text{ gr O} \longrightarrow x \end{array} \left\{ x = \underline{0.57 \text{ at-gr O}} \right.$$

- * Calcular los gramos de oxígeno que hay en una habitación de $4'8 \times 3'5 \times 2'2 \text{ m}$ siendo las condiciones atmosféricas 20°C y 751 mmHg . Suponer que el aire contiene 21% en volumen de oxígeno.

$$4'8 \times 3'5 \times 2'2 \text{ m} = 36'96 \text{ m}^3 = 36960 \text{ dm}^3 = 36960 \text{ l}$$

$$\begin{array}{l} 36960 \text{ l} \longrightarrow 100\% \\ x \longleftarrow 21\% \end{array} \left\{ \begin{array}{l} x = 7761'6 \text{ l de } \text{O}_2 \end{array} \right.$$

Si un mol de oxígeno (o de cualquier gas) ocupa $22'4 \text{ l}$ a 0°C y 760 mmHg , en las condiciones de la habitación ocupará:

$$\frac{760 \text{ mmHg} \cdot 22'4 \text{ l}}{273} = \frac{751 \text{ mmHg} \cdot V}{293} \quad V = 24'3 \text{ l}$$

$$\begin{array}{l} 32 \text{ gr } \text{O}_2 \longrightarrow 24'3 \text{ l (en esas condiciones)} \\ x \longleftarrow 7761'6 \text{ l} \end{array} \left\{ \begin{array}{l} x = \boxed{10'22 \text{ Kg } \text{O}_2} \end{array} \right.$$

- * Un matraz de vidrio pesa a vacío $17'7248 \text{ gr}$. Lleno con hidrógeno pesa $17'7660 \text{ gr}$ y con un gas desconocido (en las mismas condiciones) $18'5462 \text{ gr}$. a) Hallar el peso molecular del gas.

a) las cantidades de H y de gas desconocido contenidas en el matraz son:

$$\text{Hidrógeno } 17'7660 \text{ gr} - 17'7248 \text{ gr} = 0'0412 \text{ gr}$$

$$\text{gas descon: } 18'5462 \text{ gr} - 17'7248 \text{ gr} = 0'8214 \text{ gr}$$

$$\begin{array}{l} 2'0158 \text{ gr } \text{H}_2 \longrightarrow 0'0412 \text{ gr } \text{H}_2 \\ x \longleftarrow 0'8214 \text{ gr gas} \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 40'19 \text{ gr del gas} \end{array} \right.$$

b) Su densidad con relación al hidrógeno.

$$d_{\text{H}} = \frac{m_{\text{H}}}{V}$$

$$d_{\text{G}} = \frac{m_{\text{G}}}{V}$$

$$\frac{d_{\text{G}}}{d_{\text{H}_2}} = \frac{\frac{m_{\text{G}}}{V}}{\frac{m_{\text{H}}}{V}}$$

$$\frac{d_{\text{G}}}{d_{\text{H}_2}} = \frac{m_{\text{G}}}{m_{\text{H}}} = \frac{0'8214 \text{ gr}}{0'0412 \text{ gr}}$$

$$\boxed{\frac{d_{\text{G}}}{d_{\text{H}}} = 19'95}$$

c) Si $22'4 \text{ l}$ de aire pesan 29 gr , cuánto pesará el matraz lleno de aire (en las condiciones anteriores)

$$\begin{array}{l} 29 \text{ gr aire } \longrightarrow 2'0158 \text{ gr } \text{H}_2 \\ x \longleftarrow 0'0412 \text{ gr } \text{H}_2 \end{array} \left\{ \begin{array}{l} x = 0'592 \text{ gr de aire} \end{array} \right.$$

- * Determinar el peso molecular de un gas, sabiendo que su densidad a 27°C y 780 mmHg es de 1.35 g/litro .

$$\frac{P_0 V}{T} = \frac{P_0 - V_0}{T_0}$$

$$\frac{780 \cdot 1\text{ l}}{273 + 27} = \frac{760 - V_0}{273} \quad V_0 = 0.93\text{ l.}$$

$$\begin{array}{r} 1.35\text{ gr} \longrightarrow 0.93\text{ l} \\ \times \longleftarrow 224\text{ l} \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} \hline x = 32.3\text{ gr} \\ \hline \end{array} \right.$$

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

$$\begin{array}{lcl} 1,00797 \text{ gr H} & \longrightarrow & 6'023 \cdot 10^{23} \text{ AT H} \\ x & \longleftarrow & 1 \text{ AT DE H} \end{array} \left\{ x = \underline{1'67 \cdot 10^{-24} \text{ gr}} \right.$$

- b) ¿Cuál de las siguientes cantidades contiene mayor n° de átomos de oro? : 26'02 gr de Au ; 0'15 at-g de Au ; 4'98 · 10²² AT de oro.

→ 26'02 gr Au

$$\begin{array}{lcl} 196'9 \text{ gr Au} & \longrightarrow & 6'023 \cdot 10^{23} \text{ AT de oro} \\ 26'02 \text{ gr Au} & \longrightarrow & x \end{array} \left\{ \underline{7'95 \cdot 10^{22} \text{ AT}} \right.$$

→ 0'15 at-g de Au

$$\begin{array}{lcl} 196'9 \text{ gr Au} & \longrightarrow & 1 \text{ at-g Au} \\ x & \longleftarrow & 0'15 \text{ at-g Au} \end{array} \left\{ 29'53 \text{ gr Au} \right.$$

$$\begin{array}{lcl} 196'9 \text{ gr Au} & \longrightarrow & 6'023 \cdot 10^{23} \text{ AT de Au} \\ 29'53 \text{ gr Au} & \longrightarrow & x \end{array} \left\{ \underline{9'03 \cdot 10^{22} \text{ AT}} \right.$$

contiene mayor n° de átomos de oro el 0'15 at-g de Au.

- * Las moléculas de azufre en estado sólido están formadas por ocho átomos. Hallar:

- a) ¿cuántos moles son 21'8 gr de S.

$$S_8 = PM = 256 \text{ gr}$$

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol} & \longrightarrow & 256 \text{ gr } S_8 \\ x & \longleftarrow & 21'8 \text{ gr} \end{array} \left\{ x = 0'085 \text{ gr } S_8 \right.$$

- b) ¿cuántos gramos son 0'56 moles de átomos de azufre.

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol S} & \longrightarrow & 32'06 \text{ gr S} \\ 0'56 \text{ moles} & \longrightarrow & x \end{array} \left\{ \underline{x = 17'95 \text{ gr S}} \right.$$

- c) El número de átomos contenido en 0'001 gr de Azufre.

$$\begin{array}{lcl} 32'06 \text{ gr S} & \longrightarrow & 6'023 \cdot 10^{23} \text{ AT} \\ 0'001 \text{ gr S} & \longrightarrow & x \end{array} \left\{ \underline{x = 1'98 \cdot 10^{19} \text{ AT}} \right.$$

* ¿Cuántos moles de iones nitrato hay en 20'81 gr nitrato de Mg?

$$PM = Mg(NO_3)_2 = 24'3 + 28 + 96 = 148'3 \text{ gr}$$

$$PM = \text{ion } (NO_3)^- = 14 + 48 = 62 \text{ gr}$$

$$\begin{array}{lcl} 148'3 \text{ gr } Mg(NO_3)_2 & \longrightarrow & 62 \text{ gr } NO_3^- \\ 20'81 \text{ gr } Mg(NO_3)_2 & \longrightarrow & x \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} x = 8'7 \text{ gr } NO_3^- \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{lcl} 2 \text{ mol} & \longrightarrow & 62 \text{ gr } NO_3^- \\ x & \longrightarrow & 8'7 \text{ gr } NO_3^- \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} 0'28 \text{ moles } NO_3^- \end{array} \right.$$

OTRA MANERA

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol} & \longrightarrow & 148'3 \text{ gr } Mg(NO_3)_2 \\ x & \longrightarrow & 20'81 \text{ gr } Mg(NO_3)_2 \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} 0'14 \text{ moles } Mg(NO_3)_2 \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol} & \longrightarrow & 2 \text{ ut } NO_3^- \\ 0'14 \text{ mol } Mg(NO_3)_2 & \longrightarrow & x \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} \underline{0'28 \text{ moles } NO_3^-} \end{array} \right.$$

* Una tableta de aspirina contiene 0'5 gr de ácido acetilsalicílico, $C_9H_8O_4$ ¿Cuántos moles de átomos de carbono hay en cada tableta?

$$C_9H_8O_4 = 108 + 8 + 64 = 180 \text{ gr}$$

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol } C_9H_8O_4 & \longrightarrow & 180 \text{ gr } C_9H_8O_4 \\ x & \longrightarrow & 0'5 \text{ gr} \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} 2'7 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \\ 0'0027 \text{ moles } C_9H_8O_4 \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol } C_9H_8O_4 & \longrightarrow & 9 \text{ AT CARBON} \\ 0'0027 \text{ } C_9H_8O_4 & \longrightarrow & x \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} 0'025 \text{ AT de carbono} \end{array} \right.$$

14) Un generador portátil de hidrógeno utiliza la reacción.



$$a = c$$

$$c = 1 \quad a = 1 \quad b = 2$$

$$2a + 2b = 2c + 2d$$

$$2 + 4 = 2 + 2d \quad 4 = 2d \quad d = 2$$

$$b = 2c$$



$$\text{PM}(\text{CaH}_2) = 40 + 2 = 42$$

$$\begin{array}{l} 42 \text{ gr CaH}_2 \longrightarrow 1 \text{ mol} \\ 30 \text{ gr CaH}_2 \longrightarrow x \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} x = 0.71 \text{ moles CaH}_2 \end{array} \right.$$

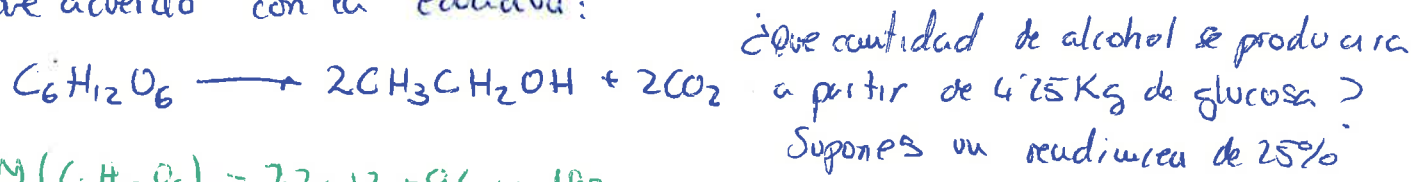
$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol CaH}_2 \longrightarrow 2 \text{ moles H}_2 \\ 0.71 \text{ moles CaH}_2 \longrightarrow x \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} x = 1.42 \text{ moles H}_2 \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \longrightarrow 22.4 \text{ l} \\ 1.42 \text{ moles H}_2 \longrightarrow y \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} 31.8 \text{ l} \end{array} \right.$$

$$\frac{P_0 V_0}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0} \quad \frac{760 \cdot 31.8}{273} = \frac{745 \cdot V_0}{293}$$

$$\boxed{V_0 = 34.8 \text{ l}}$$

17) LA fermentación de la glucosa para producir alcohol etílico tiene lugar de acuerdo con la ecuación:



$$\text{PM}(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 72 + 12 + 96 = 180$$

$$\begin{array}{lcl} 180\text{gr } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 & \longrightarrow & 1\text{mol} \\ 4'250\text{gr } " & \longrightarrow & x \end{array} \left\{ \begin{array}{l} x = 23'61\text{ moles } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{lcl} 1\text{mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 & \longrightarrow & 2\text{moles } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \\ 23'61\text{mol } " & \longrightarrow & y \end{array} \left\{ \begin{array}{l} y = 47'22\text{ moles} \end{array} \right.$$

$$\text{PM}(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = 24 + 6 + 16 = 46$$

$$\begin{array}{lcl} 46\text{gr } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} & \longrightarrow & 1\text{mol} \\ Z & \longleftarrow & 47'22\text{ moles} \end{array} \left\{ \begin{array}{l} Z = 2172'12\text{ gr} \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{lcl} 100\% & \longrightarrow & 25\% \\ 2172'12\text{gr} & \longleftarrow & x \end{array} \left\{ \begin{array}{l} x = 543'03\text{gr} \end{array} \right.$$

- (24) La muestra mas pequeña que puede pesarse en la balanza más sensible es de $1'0 \cdot 10^{-6}$ gr.
Calcular el número de átomos de oro contenidos en una muestra de éste de $1'0 \cdot 10^{-6}$ gr.

— 0 —
Au peso atomico 196'7 gr.

$$\left. \begin{array}{l} 196'7 \text{ gr Au} \longrightarrow 6'023 \cdot 10^{23} \text{ at.} \\ 1'0 \cdot 10^{-6} \text{ gr} \longrightarrow x \end{array} \right\} x = \frac{6'023 \cdot 10^{23} \cdot 1'0 \cdot 10^{-6}}{196'7 \text{ gr}} = 3'05 \cdot 10^{15} \text{ átomos}$$

- (25) La formula de la vitamina C es $C_6H_8O_6$ ¿cual es su composición centesimal.

— 0 —
 $C_6H_8O_6 = 12 \cdot 6 + 8 + 16 \cdot 6 = 72 + 8 + 96 = 176$

$$\left. \begin{array}{l} 176 \text{ gr } C_6H_8O_6 \longrightarrow 100\% \\ 72 \text{ gr } C_6 \longrightarrow x \end{array} \right\} x = 40,91\% C.$$

$$\frac{x}{72} = \frac{100}{176}$$

$$\left. \begin{array}{l} 176 \text{ gr } C_6H_8O_6 \longrightarrow 100\% \\ 8 \text{ gr de H} \longrightarrow y \end{array} \right\} y = 4'54\% \text{ de H.}$$

$$\left. \begin{array}{l} 176 \text{ gr } C_6H_8O_6 \longrightarrow 100\% \\ 96 \text{ gr O} \longrightarrow z \end{array} \right\} z = 54'54\% \text{ de O}$$

- (33) ¿cual es el peso de la siguiente mezcla: 0'728 moles de átomos de plata, mas 11,105 gr de esta, mas $8'92 \cdot 10^{22}$ at. de la misma?

— 0 —
Ag = 107'8 gr.

$$\left. \begin{array}{l} 107'8 \text{ gr Ag} \longrightarrow 1 \text{ mol} \\ x \longrightarrow 0'728 \text{ moles} \end{array} \right\} x = 78'47 \text{ gr}$$

$$\left. \begin{array}{l} 107'8 \text{ gr Ag} \longrightarrow 6'023 \cdot 10^{23} \text{ AT} \\ y \longrightarrow 8'92 \cdot 10^{22} \text{ AT} \end{array} \right\} y = 15'96 \text{ gr}$$

el peso de la mezcla es: $78'47 + 15'96 + 11'105 = 105'535 \text{ gr}$

37) Un compuesto tiene la siguiente composición centesimal :
 N, 14'29% ; H, 4'11% ; Mo, 48'95% ; O, 32'65% Calcular su
 fórmula.

— o — $N = 14\text{gr}$ $H = 1\text{gr}$ $Mo = 95'94\text{gr}$ $O = 16$

$$\frac{14'29\%}{14} = 1'02 \text{ AT-gr.}$$

$$\frac{1'02}{0'5} = 2 \text{ de N}$$

$$\frac{4'11\%}{1} = 4'11 \text{ AT-gr}$$

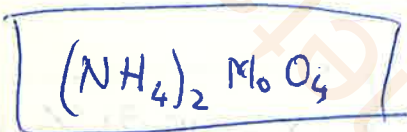
$$\frac{4'11}{0'5} = 8 \text{ de H}$$

$$\frac{48'95\%}{95'94} = 0'5 \text{ AT-gr}$$

$$\frac{0'5}{0'5} = 1 \text{ de Mo}$$

$$\frac{32'65\%}{16} = 2'04 \text{ AT-gr}$$

$$\frac{2'04}{0'5} = 4 \text{ de O.}$$



41) Sabiendo que la densidad de un cierto gas a 30°C y 310 mmHg
 es de 1,02 g/l. calcular el peso molecular de dicho gas.

— o —

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P_0 \cdot V_0}{T_0}$$

$$\frac{310 \cdot 1}{303} = \frac{760 \cdot V_0}{273} \quad V_0 = 0'367 \text{ l.}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol} \longrightarrow 22'4 \text{ l} \\ \times \longleftarrow 0'367 \text{ l.} \end{array} \right\} x = 0'016 \text{ moles}$$

$$n^{\circ} \text{ moles} = \frac{\text{peso}}{PM} ; PM = \frac{1'02}{0'016} = 62'1 \text{ gr.}$$

5.46. En el analisis de un compuesto puro se ha hallado que contiene un 31'9% de K, 28'9% de Cl. 39,2% de O. calcular la formula empirica de dicho compuesto.

Pat K = 39'1

Pat Cl = 35'5

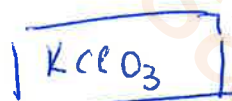
Pat O = 16

$$K = \frac{31'9 \text{ gr K}}{39'1 \text{ gr mol K}} = 0'815 \text{ moles K}$$

$$Cl = \frac{28'9 \text{ gr Cl}}{35'5 \text{ gr mol Cl}} = 0'815 \text{ moles Cl}$$

$$O = \frac{39'2 \text{ gr O}}{16 \text{ gr mol O}} = 2'45 \text{ moles O}$$

$$K = \frac{0'815}{0'815} = 1 \quad Cl = \frac{0'815}{0'815} = 1 \quad O = \frac{2'45}{0'815} = 3$$



5.50 se ha visto que un compuesto contiene un 65'4% de carbono, el 9'15% de hidrogeno y 25'4% de nitrogeno. Su peso molecular vale 220. calcular la formula molecular del compuesto.

Pat C = 12

Pat H = 1

Pat N = 14

$$C = \frac{65'4 \text{ gr}}{12 \text{ gr mol}} = 5'45 \text{ moles C}$$

$$H = \frac{9'15 \text{ gr H}}{1 \text{ gr mol H}} = 9'15 \text{ moles H}$$

$$N = \frac{25'4 \text{ gr N}}{14 \text{ gr mol N}} = 1'81 \text{ moles N}$$

$$C = \frac{5'45}{1'81} = 3 \quad H = \frac{9'15}{1'81} = 5 \quad N = \frac{1'81}{1'81} = 1$$

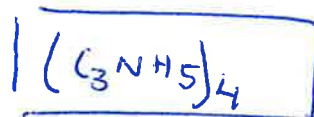
$$(C_3NH_5)_n = 220$$

$$220 = 3 \cdot n + 14n + 5 \cdot n = 220$$

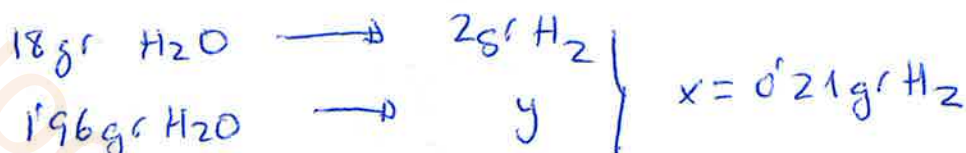
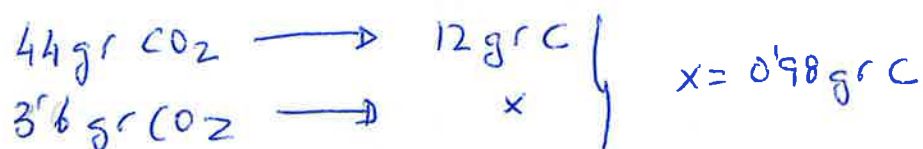
$$36n + 14n + 5n = 220$$

$$55n = 220$$

$$n = \frac{220}{55} = 4$$



5.52. Una muestra de 1'20 gr de un compuesto que contiene solamente carbono e hidrógeno ardió completamente, produciéndose la combustión con exceso de O_2 y dando 3'60 gr de CO_2 y 1'96 gr de H_2O . Calcular la fórmula empírica del compuesto.

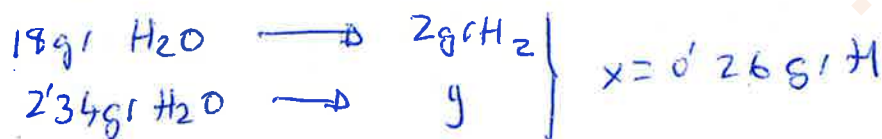
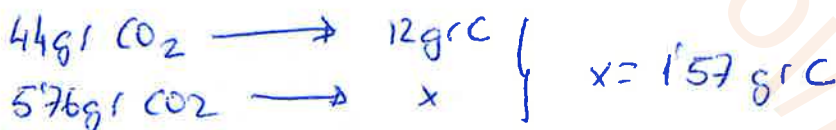


$$\frac{0'98 \text{ gr } C}{12} = 0'081 \quad \frac{0'081}{0'081} = 1 \text{ at } C.$$

$$\frac{0'21}{1} = 0'21 \quad \frac{0'21}{0'081} = 3 \text{ at } C$$



5.53. Una muestra de 2'36 gr de un compuesto formado por carbono, hidrógeno y oxígeno como únicos componentes se quemó totalmente en atmósfera de O_2 , dando 5'76 gr de CO_2 y 2'34 gr H_2O . Calcular la fórmula empírica de dicho compuesto.



$$2'36 \text{ gr } CHO - 1'57 \text{ gr } C - 0'26 \text{ gr } H = 0'53 \text{ gr de } O$$

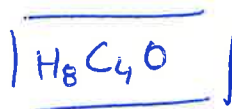
$$\frac{1'57 \text{ gr } C}{12} = 0'130 \quad \frac{0'130}{0'033} = 4 \text{ AT de } C$$

$$\frac{0'26 \text{ gr } H}{1} = 0'26$$

$$\frac{0'26}{0'033} = 8 \text{ AT de } H$$

$$\frac{0'53 \text{ gr } O}{16} = 0'033$$

$$\frac{0'033}{0'033} = 1 \text{ AT de } O$$



5.58. Se quemó con exceso de oxígeno una muestra de 2'52 gr de un compuesto, cuyos componentes son: carbono, hidrógeno, nitrógeno, oxígeno y azufre. Producto de la combustión fueron 4'23 gr de CO_2 y 1'01 gr de H_2O . Otra muestra del mismo compuesto, cuyo peso era de 4'14 gr produjo 2'11 gr de SO_3 , finalmente otra muestra de 5'66 gr del compuesto dio 2'27 gr de HNO_3 . Calcular la fórmula empírica de dicho compuesto. (2)

$$\begin{array}{l} 44 \text{ gr } \text{CO}_2 \longrightarrow 12 \text{ gr C} \\ 4'23 \text{ gr } \text{CO}_2 \longrightarrow x \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} x = 1'15 \text{ gr C} \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{l} 18 \text{ gr } \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{ gr H} \\ 1'01 \text{ gr } \text{H}_2\text{O} \longrightarrow y \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} y = 0'11 \text{ gr H} \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{l} 80 \text{ gr } \text{SO}_3 \longrightarrow 32 \text{ gr S} \\ 2'11 \text{ gr } \text{SO}_3 \longrightarrow \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} z = 0'844 \text{ gr S} \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{l} 4'14 \text{ gr} \longrightarrow 0'844 \text{ gr S} \\ 2'52 \text{ gr} \longrightarrow z \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} z = 0'513 \text{ gr S de compuesto de } 2'52 \text{ gr} \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{l} 63 \text{ gr } \text{HNO}_3 \longrightarrow 14 \text{ gr N} \\ 2'27 \text{ gr } \text{HNO}_3 \longrightarrow \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} t = 0'5 \text{ gr N} \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{l} 5'66 \text{ gr} \longrightarrow 0'5 \text{ gr N} \\ 2'52 \text{ gr} \longrightarrow t \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} t = 0'224 \text{ gr N de compuesto de } 2'52 \text{ gr} \end{array} \right.$$

$$2'52 \text{ gr } \text{CHNOS} - x - y - z - t = 0'523 \text{ gr de O}$$

$$C = \frac{1'15}{12} = 0'095$$

$$\frac{0'095}{0'016} = 6 \text{ AT de C}$$

$$H = \frac{0'11}{1} = 0'11$$

$$\frac{0'11}{0'016} = 7 \text{ AT de H}$$

$$S = \frac{0'513}{32} = 0'016$$

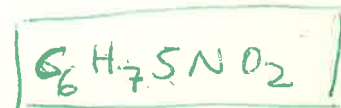
$$\frac{0'016}{0'016} = 1 \text{ AT S}$$

$$N = \frac{0'224}{14} = 0'016$$

$$\frac{0'016}{0'016} = 1 \text{ AT N}$$

$$O = \frac{0'523}{16} = 0'032$$

$$\frac{0'032}{0'016} = 2 \text{ AT O}$$



LEYES DE LOS GASES.

6.55. calcular la densidad de SO_2 a 40°C y a 730 mm Hg de presión.

$$d = \frac{m}{V}$$

$$\text{SO}_2 = 32 + 16 = 48 \text{ g/mol}$$

$$1 \text{ atm} \rightarrow 760 \text{ mmHg}$$

$$x \leftarrow 730 \text{ mmHg}$$

$$x = 0.96 \text{ atm}$$

$$T = 273 + 40 = 313$$

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

$$P \cdot V = \frac{g}{PM} \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot PM = \frac{g}{V} \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot PM = d \cdot R \cdot T$$

$$0.96 \cdot 48 = d \cdot 0.082 \cdot 313$$

$$46.08 = d \cdot 25.666$$

$$\boxed{d = 1.79 \text{ g/l}}$$

8.9. Una mezcla de azufre y carbono pesa 2,0 gr y cuando se la quema da una mezcla de SO_2 y de CO_2 que pesa 6,0 gr. ¿Cuántos gramos de carbono había en la mezcla original?

$$\text{S y C} \Rightarrow 2,0 \text{ gr} \quad \text{gr C. ?}$$

$$\text{SO}_2 \text{ y } \text{CO}_2 \Rightarrow 6,0 \text{ gr}$$



$$\overset{y}{\text{S}} \quad x + y = 2,0 \text{ gr}$$

$$2 + \text{O}_2 = 6$$

$$\text{O}_2 = 4 \text{ gr}$$

$$\text{moles O}_2 = \frac{4}{32} = 0,125 \text{ moles O}_2$$

$$\frac{x}{12} = \text{moles C}$$

$$\frac{y}{32} = \text{moles S}$$

$$\text{moles C} + \text{moles S} = \text{moles O}_2$$

$$\frac{x}{12} + \frac{y}{32} = 0,125$$

$$\frac{8x + 3y}{96} = 0,125$$

$$8x + 3y = 12$$

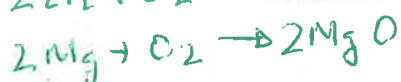
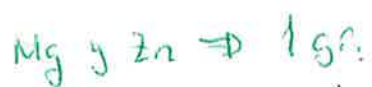
$$8x + 3(2 - x) = 12$$

$$8x + 6 - 3x = 12$$

$$5x = 6$$

$$x = \frac{6}{5} = 1,2 \text{ gr de C.}$$

8.10. cuando se quema una mezcla de Mg y Zn que tiene una masa de 1 gr. en atmósfera de oxígeno, de una mezcla de MgO y de ZnO que tiene una masa de 1'409 gr. ¿cuánto Zn había en la mezcla original?



$$x + y = 1$$

$$\frac{x}{65'37} = \text{moles Zn}$$

$$\frac{y}{24'3} = \text{moles Mg}$$

$$1 + \text{O}_2 = 1'409$$

$$\text{O}_2 = 0'409 \text{ gr O}$$

$$\text{moles O}_2 = \frac{0'409}{16} = 0'0225 \text{ moles O}_2$$

$$\text{moles Zn} + \text{moles Mg} = \text{moles O}$$

$$\frac{x}{65'37} + \frac{y}{24'3} = 0'0225$$

$$\frac{2'93x + 7'9y}{192} = 0'0225$$

$$2'93x + 7'9y = 4'408$$

$$2'93x + 7'9(1-x) = 4'408$$

$$2'93x + 7'9 - 7'9x = 4'408$$

$$-4'97x = -4'408$$

$$\boxed{x = 0'6 \text{ gr de Zn}}$$

8.13. una mezcla de AgCl puro y de AgBr puro contiene 66'35% de plata. ¿cuál es el tanto por ciento de Bromo en la mezcla?

$$x = \text{grs Cl}$$

$$y = \text{grs Br}$$

$$\text{Ag grs} = 66'35 \text{ g}$$

$$x + y = 100 - 66'35$$

$$x + y = 33'65$$



$$\text{moles Cl} = \frac{x}{35'4}$$

$$\text{moles Br} = \frac{y}{79'9}$$

$$\text{moles Ag} = \frac{66'35}{107'8}$$

$$\text{moles Cl} + \text{moles Br} = \text{moles Ag}$$

$$\frac{x}{35'4} + \frac{y}{79'9} = \frac{66'35}{107'8}$$

$$\approx \frac{x}{36} + \frac{y}{80} = \frac{66'35}{108}$$

$$\frac{27x}{972} + \frac{12'15y}{972} = \frac{597'15}{972}$$

$$27(33'63 - y) + 12'15y = 597'15$$

$$908'55 - 27y + 12'15y = 597'15$$

$$-14'85y = -311'4$$

$$y = 20'96\%$$

12.6. La densidad de una ^{concentración de la disolución} disolución es de 1'80 gr/cc. ¿que volumen ocuparán 360 gr de dicha disolución? (5)

$$d = \frac{m}{V} \quad V = \frac{m}{d} = \frac{360}{1'80} = 200 \text{ cc}$$

12.7. Una disolución de H_2SO_4 al 44% tiene una densidad de 1'343 gr/cc. ¿cuántos gramos de H_2SO_4 hay en 60 cc. de dicha disolución?

$$\begin{array}{rcl} 1'343 \text{ gr} & \longrightarrow & 100\% \\ x & \longleftarrow & 44\% \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} 0'59 \text{ gr} \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ cm}^3 & \longrightarrow & 0'59 \text{ gr} \\ 60 \text{ cm}^3 & \longrightarrow & x \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} \underline{35'4 \text{ gr}} \end{array} \right.$$

12.8. Una disolución de H_2SO_4 al 44% tiene una densidad de 1'343 gr/cc. Un volumen de 25 cc. de dicha disolución ha sido puesto en contacto con un exceso de Zn. ¿cuál será el volumen de gas hidrógeno seco, medido en condiciones normales, que se producirá en dicha reacción?



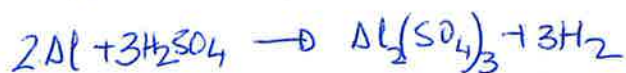
$$\begin{array}{rcl} 1'343 \text{ gr} & \longrightarrow & 100\% \\ x & \longleftarrow & 44\% \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} 0'59 \text{ gr} \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ cm}^3 & \longrightarrow & 0'59 \text{ gr} \\ 25 \text{ cm}^3 & \longrightarrow & x \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} 14'75 \text{ gr} \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{rcl} 98 \text{ gr } \text{H}_2\text{SO}_4 & \longrightarrow & 2 \text{ gr } \text{H}_2 \\ 14'75 \text{ gr } \text{H}_2\text{SO}_4 & \longrightarrow & y \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} y = 0'3 \text{ gr } \text{H}_2 \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{rcl} 2 \text{ gr } \text{H} & \longrightarrow & 22'4 \text{ L} \\ 0'3 \text{ gr } \text{H}_2 & \longrightarrow & x \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} \underline{3'36 \text{ L}} \end{array} \right.$$

12.9. ¿Cuántos litros de gas HCl seco, medidos a 25°C y 740 mmHg pueden obtenerse combinando gas cloro con hidrógeno, produciendo éste último cuando se trataa 100cc. de una disolución de H_2SO_4 al 20% y densidad 1'14 gr/cc con un exceso de aluminio?



$$\begin{array}{l} 1'14 \text{ gr} \rightarrow 100\% \\ x \rightarrow 20\% \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} x = 0'228 \text{ gr} \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ cc} \rightarrow 0'228 \text{ gr} \\ 100 \text{ cc} \rightarrow y \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} y = 22'8 \text{ gr} \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{l} 30'98 \text{ gr } H_2SO_4 \rightarrow 3'2 H_2 \\ 22'8 \text{ gr } H_2SO_4 \rightarrow z \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} z = 0'465 \text{ gr } H_2 \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{l} 2 \text{ gr } H_2 \rightarrow 2036'4 HCl \\ 0'465 \text{ gr } H_2 \rightarrow x \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} x = 16'9 \text{ gr } HCl \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{l} 36'4 HCl \rightarrow 22'4 \text{ l} \\ 16'9 \text{ gr } HCl \rightarrow x \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} x = 10'41 \text{ l} \end{array} \right.$$

$$\frac{740 \cdot V_0}{298} = \frac{760 \cdot 10'41}{273}$$

$$202020 V_0 = 2357656'8$$

$$\boxed{V_0 = 11'67 \text{ l}} \quad)$$

- * 12.14. Se prepara una disolución a 25°C mezclando 15 gr de Na_2SO_4 con 125 cc. de agua. La densidad del agua a esta temperatura es de 1.0 gr/cc. ¿cuál es la molaridad del sulfato sodico en esta disolución?

$$\text{Na}_2\text{SO}_4: 141.8 \text{ gr} \quad \text{molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{gr. disolvente}} \times 1000$$

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol} & \longrightarrow & 141.8 \text{ gr } \text{Na}_2\text{SO}_4 \\ x & \longleftarrow & 15 \text{ gr } \quad \quad \quad \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} 0.105 \text{ moles } \text{Na}_2\text{SO}_4 \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ cc} & \longrightarrow & 1 \text{ gr} \\ 125 \text{ cc} & \longrightarrow & x \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} 125 \text{ gr} \end{array} \right.$$

$$m = \frac{0.105 \text{ moles}}{125 \text{ gr}} \times 1000 = 0.84 \text{ m}$$

- * 12.16 ¿cuántos gramos de glucosa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ deben disolverse en 150 cc. de agua para preparar una disolución que sea 0.2 m en glucosa?

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ cc} & \longrightarrow & 1 \text{ gr} \\ 150 \text{ cc} & \longrightarrow & x \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} 150 \text{ gr} \end{array} \right.$$

$$m = \frac{\text{moles soluto}}{\text{gr. disolv.}} \times 1000$$

$$0.2 = \frac{\text{moles soluto}}{150} \times 1000$$

$$\text{moles soluto} = \frac{30}{1000} = 0.03 \text{ moles}$$

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol} & \longrightarrow & 180 \text{ gr } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \\ 0.03 \text{ moles} & \longrightarrow & x \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} \boxed{5.4 \text{ gr } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \end{array} \right.$$

12.17. ¿cuál es la fracción molar de la glucosa en la disolución del problema 12.16? (anterior)

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol} & \longrightarrow & 18 \text{ gr H}_2\text{O} \\ & \longleftarrow & 130 \text{ gr H}_2\text{O} \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 8'33 \text{ moles} \end{array} \right.$$

$$f. \text{ molar} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles total de disolución}}$$

$$f. \text{ molar} = \frac{0'03}{(8'33 + 0'03)} = \underline{\underline{0'00358}}$$

12.21. ¿cuántos gramos de K_2SO_4 se necesitarán para preparar 1,00 litros de K_2SO_4 0,5 M?

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{L. de disolución}}$$

$$\text{moles soluto} = 0'5 \cdot 1 = 0'5 \text{ moles}$$

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol} & \longrightarrow & 174'2 \text{ gr K}_2\text{SO}_4 \\ 0'5 \text{ moles} & \longrightarrow & \underline{\underline{87'1 \text{ gr K}_2\text{SO}_4}} \end{array}$$

12.23. Si 12 gr de NaOH se disuelven en el agua para dar 500 cc de disolución, calcular la molaridad de dicha disolución.

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{L. de disolución}}$$

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol} & \longrightarrow & 39'9 \text{ gr NaOH} \\ & \longleftarrow & 12 \text{ gr NaOH} \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 0'3 \text{ moles} \end{array} \right.$$

$$500 \text{ cc} = 0'5 \text{ dm}^3 = 0'5 \text{ L.}$$

$$M = \frac{0'3}{0'5} = \underline{\underline{0'6 \text{ M}}}$$

- 12.28. Si 230 cc de Na_2SO_4 0.3 M se evapora hasta sequedad. ¿Cuántos gramos de Na_2SO_4 seco se obtendrán?

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{l de disolución}}$$

$$230 \text{ cc} = 0.23 \text{ dm}^3 = 0.23 \text{ l}$$

$$\text{moles soluto} = 0.3 \cdot 0.23 = 0.069 \text{ moles}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \longrightarrow 118.9 \text{ gr } \text{Na}_2\text{SO}_4 \\ 0.069 \text{ moles} \longrightarrow x \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 8.2 \text{ gr } \text{Na}_2\text{SO}_4 \end{array} \right.$$

- 12.29. 10. cc de una disolución de ácido sulfúrico al 70% de densidad 1.61 gr/cc se han diluido en el agua suficiente para dar 25 cc. de disolución. ¿Cuál es la molaridad de la disolución final?

$$\text{H}_2\text{SO}_4 = 2 + 32 + 64 = 98$$

$$25 \text{ cc} = 0.025 \text{ dm}^3 = 0.025 \text{ l}$$

$$\begin{array}{l} 1.61 \text{ gr} \longrightarrow 100\% \\ x \longleftarrow 70\% \end{array} \left\{ \begin{array}{l} x = 1.127 \text{ gr.} \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ cc} \longrightarrow 1.127 \text{ gr} \\ 10 \text{ cc} \longrightarrow y \end{array} \left\{ \begin{array}{l} y = 11.27 \text{ gr.} \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \longrightarrow 98 \text{ gr } \text{H}_2\text{SO}_4 \\ x \longleftarrow 11.27 \text{ gr} \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 0.115 \text{ moles} \end{array} \right.$$

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{l disolución}} = \frac{0.115}{0.025} = \underline{\underline{4.6 \text{ M}}}$$

12.31. ¿A que volumen en cc. deben ser diluidos 44'2 cc de ácido sulfúrico al 70% y cuya densidad 1'610 gr/cc para dar una disolución de H_2SO_4 0'4 M?

$$\begin{array}{l} 1'610 \text{ gr} \longrightarrow 100\% \\ \times \longleftarrow 70\% \end{array} \left\{ 1'127 \text{ gr} \right.$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ cc} \longrightarrow 1'127 \text{ gr} \\ 44'2 \text{ cc} \longrightarrow \times \end{array} \left\{ 49'8 \text{ gr} \right.$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \longrightarrow 98 \text{ gr } H_2SO_4 \\ \times \longleftarrow 49'8 \text{ gr } H_2SO_4 \end{array} \left\{ 0'5 \text{ moles} \right.$$

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{L. disolución}}; \quad \text{L. disolución} = \frac{0'5}{0'4} = 1'25 \text{ l}$$

$$1'25 \text{ l} = \boxed{1250 \text{ cc}}$$

12.22 ¿Cuántos gramos de $Al_2(SO_4)_3$ se necesitarán para preparar 300 cc de $Al_2(SO_4)_3$ 0'2 M?

$$Al_2(SO_4)_3 = 26'9 \cdot 2 + (32 + 64)3 = 341'8 \text{ gr}$$

$$300 \text{ cc} = 0'3 \text{ dm}^3 = 0'3 \text{ l.}$$

$$\text{moles de soluto} = \text{L. disolución} \cdot M = 0'3 \text{ l} \cdot 0'2 = 0'06 \text{ moles}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \longrightarrow 341'8 \text{ gr } Al_2(SO_4)_3 \\ 0'06 \text{ moles} \longrightarrow \times \end{array} \left\{ 20'5 \text{ gr } Al_2(SO_4)_3 \right.$$

12.30. En un H_2SO_4 3'58M, hay un 29% de H_2SO_4 . Calcular la densidad del H_2SO_4 3'58M.

$$\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ gr}$$

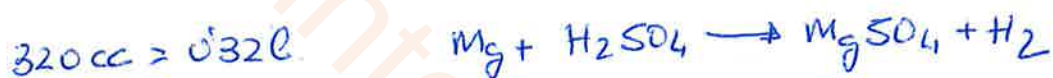
$$\begin{array}{ccc} 98 \text{ gr } \text{H}_2\text{SO}_4 & \xrightarrow{\quad} & 100\% \\ x & \xleftarrow{\quad} & 29\% \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 28'42 \text{ gr } \text{H}_2\text{SO}_4 \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol} & \xrightarrow{\quad} & 98 \text{ gr } \text{H}_2\text{SO}_4 \\ x & \xleftarrow{\quad} & 28'42 \text{ gr } \text{H}_2\text{SO}_4 \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 0'29 \text{ moles} \end{array} \right.$$

$$\text{L. disolución} = \frac{\text{moles de soluto}}{M} = \frac{0'29}{3'58} = 0'081 \text{ l.} = \underline{\underline{81 \text{ cc}}}$$

$$d = \frac{m}{V} = \frac{98 \text{ gr}}{81 \text{ cc}} = \underline{\underline{1'209 \text{ g/cc}}}$$

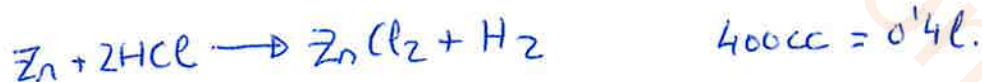
12.35. ¿Cuántos moles de hidrógeno se liberarán a partir de 320cc de H_2SO_4 0'5M al tratarlos con un exceso de Mg?



$$\text{moles de soluto} = \text{L. disolución} \cdot M = 0'32 \text{ l.} \cdot 0'5 = 0'16 \text{ moles}$$

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol. } \text{H}_2\text{SO}_4 & \xrightarrow{\quad} & 1 \text{ mol } \text{H}_2 \\ 0'16 \text{ moles } \text{H}_2\text{SO}_4 & \xrightarrow{\quad} & x \end{array} \left\{ \begin{array}{l} \underline{\underline{0'16 \text{ moles } \text{H}_2}} \end{array} \right.$$

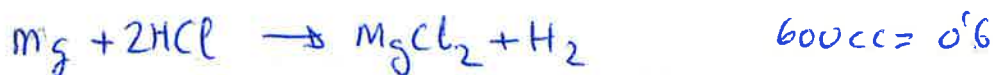
12.36. ¿Cuántos moles de hidrógeno se desprenderán al tratar 400cc. de HCl 0'4M con un exceso de cinc?



$$\text{moles de soluto} = \text{L. disolución} \cdot M = 0'4 \cdot 0'4 = 0'16 \text{ moles}$$

$$\begin{array}{ccc} 2 \text{ moles HCl} & \xrightarrow{\quad} & 1 \text{ mol } \text{H}_2 \\ 0'16 \text{ moles HCl} & \xrightarrow{\quad} & x \end{array} \left\{ \begin{array}{l} \underline{\underline{0'08 \text{ moles } \text{H}_2}} \end{array} \right.$$

- 12.38. 600 cc. de HCl 0'4 M han reaccionado con un exceso de Mg. El H₂ desprendido ha sido empleado para reducir CuO a Cu. ¿Cuántos gramos de cobre libre se formarán?



$$\text{mols de soluto HCl} = \text{L disol.} \times M = 0'6 \cdot 0'4 = 0'24 \text{ mols}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \rightarrow 36'4 \text{ HCl} \\ 0'24 \text{ mols} \rightarrow x \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 8'736 \text{ gr HCl} \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{l} 2 \cdot 36'4 \text{ gr HCl} \rightarrow 2 \text{ gr H} \\ 8'736 \text{ gr HCl} \rightarrow x \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 0'24 \text{ gr H} \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{l} 2 \text{ gr H} \rightarrow 63'5 \text{ gr Cu} \\ 0'24 \text{ gr H} \rightarrow x \end{array} \left\{ \begin{array}{l} \underline{17'62 \text{ gr Cu}} \end{array} \right.$$

- 12.40. Un vaso de precipitado contiene 130 cc de ácido ortorrhídrico. Dicho contenido ha reaccionado con un exceso de cinc. Se han obtenido 7'13 litros de gas hidrogeno seco, medidos a 22°C y a 738 mmHg. Calcular la molaridad del ácido.

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P \cdot V}{T} \quad \frac{738 \cdot V_0}{273 + 22} = \frac{760 \cdot 7'13 \text{ l}}{273}$$

$$V_0 = 6'4 \text{ l. cond del problema}$$



$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol H}_2 \rightarrow 22'4 \text{ l} \\ x \rightarrow 6'4 \text{ l} \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 0'285 \text{ mol H}_2 \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol H}_2 \rightarrow 2 \text{ mols HCl} \\ 0'285 \text{ mols H}_2 \rightarrow x \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 0'571 \text{ mols HCl} \end{array} \right.$$

$$M = \frac{\text{mols de soluto}}{\text{l. disolución}} = \frac{0'571}{0'13} = \underline{4'4 \text{ M}} \quad 130\text{cc} = 0'13 \text{ l.}$$

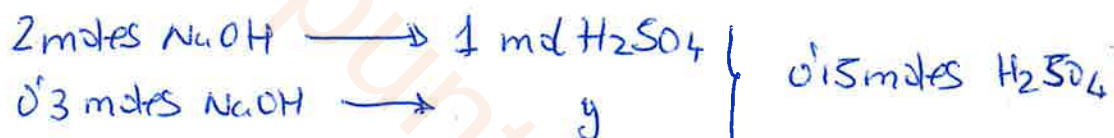
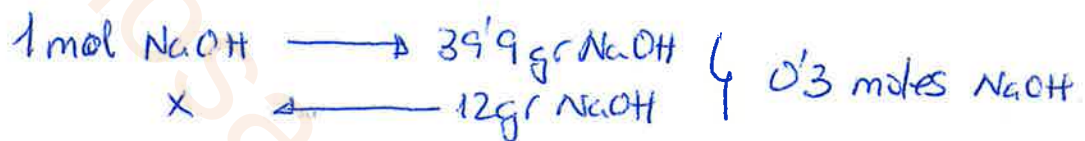
12.42. ¿Qué volumen de HCl 0,250 M se necesitará para neutralizar 120 cc de KOH 0,8 M? (9)

$$\text{moles de soluto KOH} = \text{l. disolución} \cdot \text{molaridad} = 0,120 \cdot 0,8 = 0,096 \text{ moles}$$

$$\text{litros de disolución HCl} = \frac{\text{moles soluto KOH} = \text{HCl}}{M} = \frac{0,096}{0,250} = 0,384 \text{ l.}$$

$$\Rightarrow \underline{384 \text{ cc}}$$

12.43. Si se necesitan 12,0 gr de NaOH para neutralizar 82,0 cc de ácido sulfúrico, calcular la molaridad de dicho ácido.



$$M = \frac{\text{moles de soluto H}_2\text{SO}_4}{\text{l. disolución}} = \frac{0,15}{0,082} = \underline{1,83 \text{ M}}$$

12.44. 25. cc de una disolución de NaOH se neutralizan exactamente con 40 cc de H₂SO₄, 0,10 M. Calcular la molaridad del NaOH.



$$\text{moles de soluto H}_2\text{SO}_4 = 0,04 \cdot 0,1 = 0,004 \text{ moles}$$



$$M = \frac{\text{moles de soluto NaOH}}{\text{litros disoluc. NaOH}} = \frac{0,008}{0,025} = \underline{0,32 \text{ M}}$$

12.45. ¿Qué volumen de AgNO_3 0'250M se necesitará para precipitar el cloruro correspondiente a partir de 80, cc de NaCl 0'4M? ¿Cuántos gramos de AgCl se precipitarán?



$$\text{PM: NaCl} = 22'9 + 35'4 = 58'3 \text{ gr}$$

$$\text{PM: AgNO}_3 = 169'8$$

$$\text{PM: AgCl} = 107'8 + 35'4 = 143'2 \text{ gr.}$$

$$\text{moles de soluto NaCl} = 0'08 \cdot 0'4 = 0'032 \text{ moles NaCl}$$

$$\text{litros de disolución} = \frac{0'032}{0'250} = 0'128 \text{ l } \boxed{128 \text{ cc}}$$

una manera

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol NaCl} \rightarrow 58'3 \text{ gr NaCl} \\ 0'032 \text{ mol NaCl} \rightarrow x \end{array} \right\} x = 1'86 \text{ gr de NaCl}$$

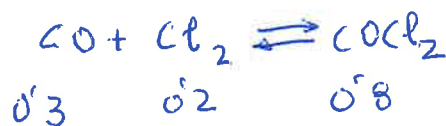
$$\left\{ \begin{array}{l} 58'3 \text{ gr NaCl} \rightarrow 143'2 \text{ gr AgCl} \\ 1'86 \text{ gr NaCl} \rightarrow y \end{array} \right\} y = \underline{4'568 \text{ gr AgCl}}$$

otra manera

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol AgNO}_3 \rightarrow 169'8 \text{ gr} \\ 0'032 \text{ mol " } \rightarrow x \end{array} \right\} x = 5'43 \text{ gr AgNO}_3$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 169'8 \text{ gr AgNO}_3 \rightarrow 143'2 \text{ gr AgCl} \\ 5'43 \text{ gr AgNO}_3 \rightarrow y \end{array} \right\} y = \underline{4'5824 \text{ gr AgCl}}$$

- 14.3. Se ha hallado por medio del análisis, que una vasija de reacción en la cual la reacción siguiente ha alcanzado el estado de equilibrio $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$ contiene 0.30 moles de CO, 0.20 moles de Cl_2 y 0.80 moles de COCl_2 en un litro de la mezcla. Calcular la cte. de equilibrio para dicha reacción.



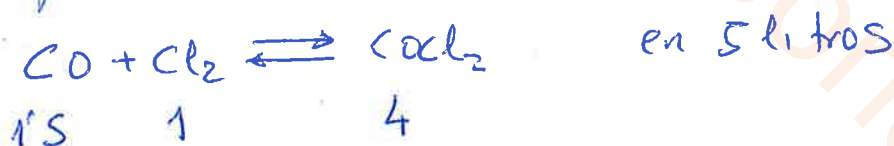
$$K = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}] \times [\text{Cl}_2]} = \frac{0.8}{0.3 \times 0.2} = \underline{13 \text{ litros/mol}}$$

- 14.4. Se ha encontrado que, en un vaso de reacción de 1 litro de capacidad en el cual se ha alcanzado el estado de equilibrio para la reacción siguiente $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$ había 0.6 moles de SO_3 , 0.2 moles de SO_2 y 0.3 moles de O_2 . Calcular la cte. de equilibrio.



$$K = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \times [\text{O}_2]} = \frac{[0.6]^2}{[0.2]^2 \times 0.3} = \frac{0.36}{0.04 \times 0.3} = \underline{30 \text{ litros/mol}}$$

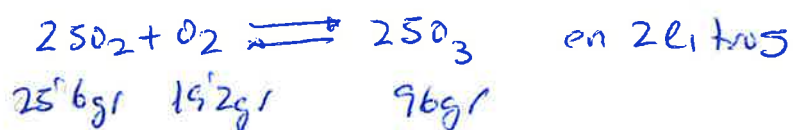
- 14.7. Una mezcla en equilibrio, $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$, contenía 1.50 moles de CO, 1 mol de Cl_2 y 4 moles de COCl_2 en un recipiente de 5 litros de capacidad a una temperatura determinada. Calcular la cte. de equilibrio para dicha reacción, a esa temperatura.



$$\begin{array}{lcl} 5 \text{ litros} & \rightarrow & 1.5 \text{ moles CO} \\ 1 \text{ litro} & \rightarrow & x \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 0.3 \text{ moles CO} \\ 0.2 \text{ moles Cl}_2 \\ 0.8 \text{ moles COCl}_2 \end{array} \right.$$

$$K = \frac{0.8}{0.3 \times 0.2} = \underline{13 \text{ litros/mol}}$$

14.8 Se ha hallado que una mezcla en equilibrio $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ contenido en un recipiente de 2 litros, a una determinada temperatura contiene 96gr de SO_3 , 25'6gr de SO_2 y 19'2gr O_2 . Calcular la cte de equilibrio para dicha reaccion a esa temperatura.



$$\begin{array}{l} 2 \text{ litros} \rightarrow 96\text{gr } \text{SO}_3 \\ 1 \text{ litro} \rightarrow x \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 48\text{gr de } \text{SO}_3 \text{ en 1 litro} \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{l} 2 \text{ litros} \rightarrow 19'2\text{gr } \text{O}_2 \\ 1 \text{ litro} \rightarrow y \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 9'6\text{gr de } \text{O}_2 \text{ en 1 litro} \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{l} 2 \text{ litros} \rightarrow 25'6\text{gr } \text{SO}_2 \\ 1 \text{ litro} \rightarrow z \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 12'8\text{gr de } \text{SO}_2 \text{ en 1 litro} \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \rightarrow 80\text{gr } \text{SO}_3 \\ x \leftarrow 48\text{gr } \text{SO}_3 \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 0'6 \text{ moles } \text{SO}_3 \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \rightarrow 32\text{gr } \text{O}_2 \\ y \leftarrow 9'6\text{gr } \text{O}_2 \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 0'3 \text{ moles } \text{O}_2 \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \rightarrow 64\text{gr } \text{SO}_2 \\ z \leftarrow 12'8\text{gr } \text{SO}_2 \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 0'2 \text{ moles } \text{SO}_2 \end{array} \right.$$

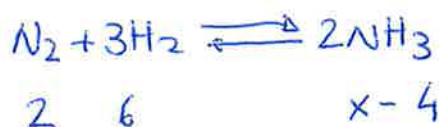
$$K = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 + [\text{O}_2]} = \frac{[0'6]^2}{[0'2]^2 \times 0'3} = \frac{0'36}{0'04 \times 0'3} = \boxed{3 \text{ litros/moles}}$$

14.11. Una vasija de reaccion de 1 litro de capacidad en la cual la reaccion

$\text{C}(\text{sólido}) + \text{H}_2\text{O}(\text{gas}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{gas}) + \text{H}_2(\text{gas})$
 ha alcanzado el estado de equilibrio, contiene 0'6 moles de C, 0'58 moles de H_2O , 0'15 de CO y 0'15 moles de H_2 .
 calcular la cte de equilibrio para dicha reaccion.

$$K = \frac{[\text{CO}] \times [\text{H}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]} = \frac{[0'15] \times [0'15]}{[0'58]} = 0'038 \text{ moles/litro.}$$

- 14.10. La cte. de equilibrio para la reacción $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ es $2, \text{ litros}^2 \text{ mol}^{-2}$ a 300°C . Se ha introducido una cierta cantidad de gas NH_3 en un recipiente de 1 litro a 300°C . Cuando se estableció el equilibrio se halló que la vasija contenía 2,00 moles de N_2 . ¿Cuántos moles de NH_3 habrían sido introducidos originalmente en el recipiente?



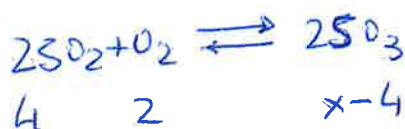
$$2 = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}; \quad 2 = \frac{[x-4]^2}{2 \cdot 216}; \quad 2 = \frac{x^2 - 8x + 16}{432}$$

$$864 = x^2 - 8x + 16$$

$$x^2 - 8x - 848 = 0$$

$$x = \frac{8 \pm \sqrt{64 + 3392}}{2} = \frac{8 \pm 58,7}{2} \quad \boxed{33,39 \text{ moles } NH_3}$$

- 14.9. La cte de equilibrio para la reacción $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$ es $4,5 \text{ litros/mol}$ a 600°C . Se ha colocado una cierta cantidad de gas SO_3 en una vasija de reacción de 1 litro, 600°C . Cuando el sistema ha alcanzado el estado de equilibrio se ha visto que la vasija contenía 2 moles de gas O_2 . ¿Cuántos moles de gas SO_3 habrían sido colocados originalmente en la vasija?



$$4,5 = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}; \quad 4,5 = \frac{[x-4]^2}{16 \cdot 2}; \quad 4,5 = \frac{x^2 - 8x + 16}{32}$$

$$144 = x^2 - 8x + 16$$

$$x^2 - 8x - 128 = 0$$

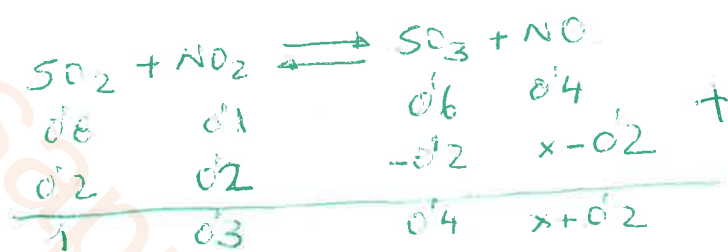
$$\boxed{x = 16 \text{ moles } SO_3}$$

14.12.

Se ha hallado que cuando la mezcla $\text{SO}_2 + \text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{SO}_3 + \text{NO}$, llega al equilibrio, contiene 0'6 moles de SO_3 , 0'4 moles de NO , 0'1 moles NO_2 y 0'8 moles SO_2 en un recipiente de 1 litro de capacidad. ¿Cuántos moles de NO tendrán que ser introducidos en el recipiente, manteniendo la temperatura y el volumen ctes, para aumentar la cantidad de NO_2 hasta 0'3 moles?



$$K = \frac{[\text{SO}_3] \cdot [\text{NO}]}{[\text{SO}_2] \cdot [\text{NO}_2]} = \frac{[0'6] \cdot [0'4]}{[0'8] \cdot [0'1]} = \frac{0'24}{0'08} = 3$$



$$3 = \frac{0'4 \cdot [x+0'2]}{1 \cdot 0'3} ; \quad 3 = \frac{0'4x + 0'08}{0'3} ; \quad 0'9 = 0'4x + 0'08 ;$$

$$0'82 = 0'4x$$

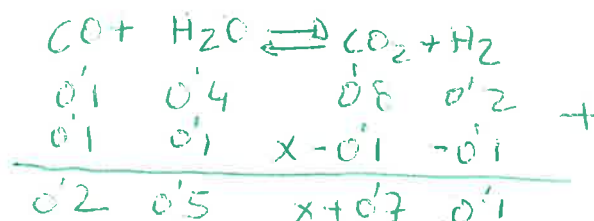
$$x = \frac{0'82}{0'4} = 2'05 \text{ moles NO}$$

14.13.

La mezcla en equilibrio, $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$ contiene 0'2 moles de H_2 , 0'8 moles de CO_2 , 0'1 moles de CO , y 0'4 moles de H_2O en 1 litro ¿Cuántos moles de CO_2 tendrán que añadirse a temperatura y volumen ctes, para aumentar la cantidad de CO hasta 0'2 moles?



$$K = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = \frac{0'8 \cdot 0'2}{0'1 \cdot 0'4} = \frac{0'16}{0'04} = 4$$

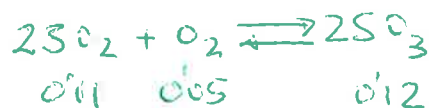


$$4 = \frac{[x+0'7] \cdot 0'1}{0'2 \cdot 0'5} = \frac{0'1x + 0'07}{0'1}$$

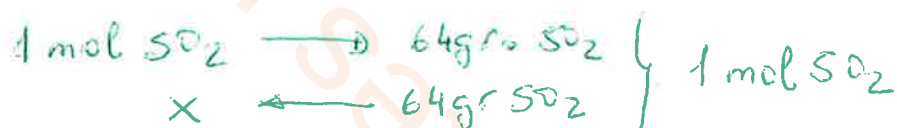
$$0'4 = 0'1x + 0'07$$

$$0'33 = 0'1x \quad x = \frac{0'33}{0'1} = 3'3 \text{ moles CO}_2$$

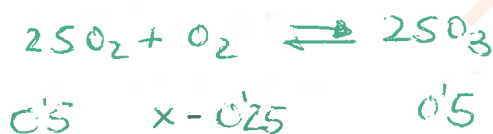
14.14. Se ha hallado que un sistema en equilibrio, correspondiente a la reacción expresada por la ecuación $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ y que se produce en una vasija de 1 litro, a una temperatura dada, contiene 0'11 moles de SO_2 , 0'12 moles de SO_3 y 0'05 moles O_2 . Otra vasija de reacción contiene 64 gr de SO_2 a la temperatura anterior. ¿Cuántos gramos de O_2 deberán añadirse a esta vasija a fin de que, en el equilibrio, la mitad del SO_2 , se oxide a SO_3 ?



$$K = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \times [\text{O}_2]} = \frac{[0'12]^2}{[0'11]^2 \times 0'05} = \frac{0'0144}{0'0121 \times 0'05} = 23'8 \text{ litros/moles}$$



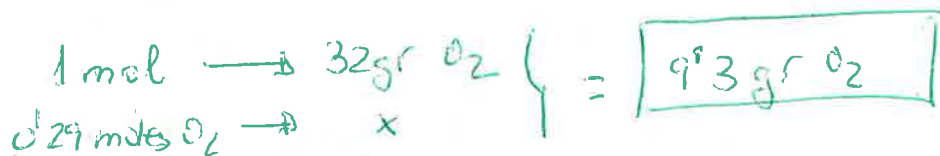
La mitad de 1 mol SO_2 es $\Rightarrow$ 0'5 moles SO_2



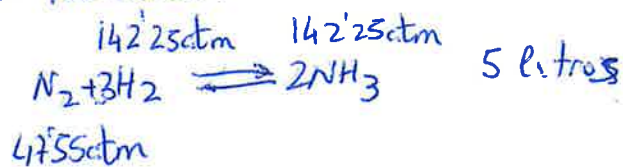
$$23'8 = \frac{[0'5]^2}{[x - 0'25] \cdot [0'5]} = \frac{0'25}{[x - 0'25] \cdot [0'25]} = \frac{0'25}{0'25x - 0'0625}$$

$$5'95x - 1'4875 = 0'25$$

$$x = \frac{1'7375}{5'95} = 0'29 \text{ moles O}_2$$



- 14.21. En una mezcla en equilibrio formado por N_2 , H_2 y NH_3 contenidos en una vasija de reacción de 5,00 litros a la temperatura de $450^\circ C$ y cuya presión total es de 332 atm. las presiones parciales de los gases presentes son $N_2 = 47,55$ atm.; $H_2 = 142,25$ atm y $N_3 = 142,25$ atm. calcular la cte de equilibrio para dicha reacción.



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

$$n^\circ \text{ de moles } N_2 = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{47,5 \cdot 5}{0,082 \cdot 723} = \frac{237,5}{59,286} = 4 \text{ moles } N_2$$

$$n^\circ \text{ de moles } H_2 = \frac{142,25 \cdot 5}{0,082 \cdot 723} = 12 \text{ moles } H_2$$

$$n^\circ \text{ de moles } NH_3 = 12 \text{ moles de } NH_3$$

$$\begin{array}{lcl} 5 \text{ litros} & \longrightarrow & 4 \text{ moles } N_2 \\ 1 \text{ litro} & \longrightarrow & x \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} 0,8 \text{ moles } N_2 \text{ en 1 litro} \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{lcl} 5 \text{ litros} & \longrightarrow & 12 \text{ moles } H_2 \\ 1 \text{ litro} & \longrightarrow & x \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} 2,4 \text{ moles } H_2 \text{ en 1 litro} \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{lcl} 5 \text{ litros} & \longrightarrow & 12 \text{ moles } NH_3 \\ 1 \text{ litro} & \longrightarrow & x \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} 2,4 \text{ moles } NH_3 \text{ en 1 litro} \end{array} \right.$$

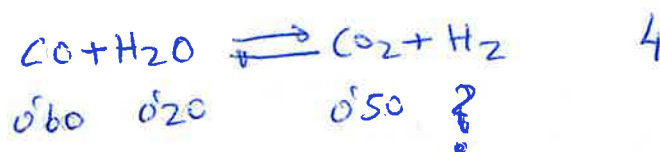
$$K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} = \frac{[2,4]^2}{0,8 \cdot [2,4]^3} = \frac{5,76}{11,05} = 0,52 \text{ litros/moles}$$

OTRA MANERA

$$K_L = \frac{\left[\frac{P_{NH_3}}{RT} \right]^2}{\left[\frac{P_{N_2}}{RT} \right] \cdot \left[\frac{P_{H_2}}{RT} \right]^3} \cdot \left(\frac{1}{RT} \right)^{-2} = 0,52 \text{ litros/moles}$$

$\Downarrow$
 K_p

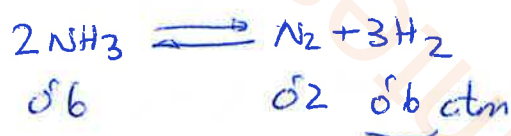
- 14.22. La constante de equilibrio a una temperatura dada para la reacción $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$, vale 4,0. Se ha hallado que una mezcla en equilibrio de las anteriores sustancias a una temperatura dada contiene en un litro: 0'60 atm. de CO, 0'20 atm. de vapor de agua y 0'50 atm de CO_2 . ¿Cuántas atm H_2 había en la mezcla?



$$4 = \frac{[\text{CO}_2] \cdot P_{\text{H}_2}}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}, \quad 4 = \frac{0'5 \cdot P_{\text{H}_2}}{0'6 \cdot 0'2} \quad 0'48 = 0'5 P_{\text{H}_2}$$

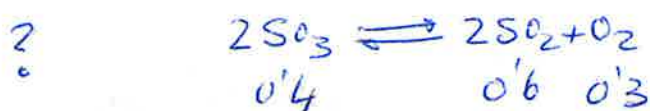
$$\boxed{P_{\text{H}_2} = 0'96 \text{ atm}}$$

- 14.23. Se ha introducido exactamente 1 atm. de NH_3 en una vasija de reacción de 1 litro a una temperatura bastante elevada. Cuando la reacción $2\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{N}_2 + 3\text{H}_2$, alcanza el estado de equilibrio estaban presentes 0'6 atm de H_2 . Calcular la cte. de equilibrio para esa reacción.



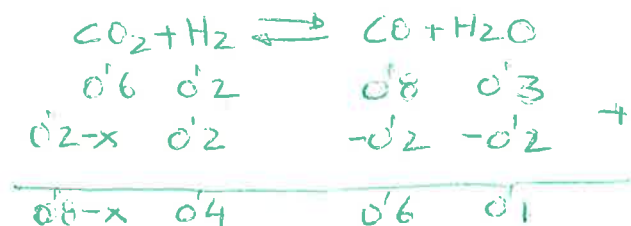
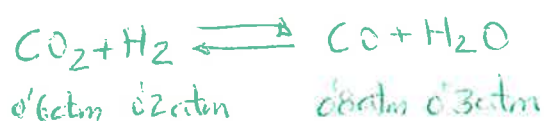
$$K_p = \frac{0'2 \cdot 0'6^3}{0'6^2} = \frac{0'2 \cdot 0'6^3}{0'36} = 0'12$$

- 14.24. Se ha encerrado en una vasija de reacción a una cierta temperatura 1 atm de SO_3 . Al establecerse el equilibrio en la reacción $2\text{SO}_3 \rightleftharpoons 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$, se ha visto que contenía 0'6 atm de SO_2 . Calcular la cte. de equilibrio para esa reacción.



$$K_p = \frac{0'3 \cdot [0'6]^2}{[0'4]^2} = \boxed{0'675}$$

14.23. Se ha hallado que en una mezcla en equilibrio, $\text{CO}_2 + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$, existían 0'6 atm de CO_2 , 0'2 atm de H_2 , 0'8 atm de CO y 0'3 atm de H_2O . ¿Cuántos atm CO_2 tendremos que quitar del sistema en equilibrio a volumen y temperatura cte. a fin de reducir la cantidad de CO hasta sólo 0'6 atm?



$$K_p = \frac{0'8 \cdot 0'3}{0'6 \cdot 0'2} = 2$$

$$2 = \frac{0'6 \cdot 0'1}{(0'8-x) \cdot 0'4} \quad ; \quad 2 = \frac{0'06}{0'32 - 0'4x}$$

$$-0'8x + 0'64 = 0'06$$

$$-0'8x = -0'58$$

$$x = 0'725 \text{ atm}$$

15.12. calcular la concentración de OH^- , en moles de OH^- por litro, de una disolución que contiene 1×10^{-2} moles de H^+ por litro. La disolución ¿será neutra, ácida o básica?

PH 0 a 7 7 a 14
ácida básica

$$[\text{OH}^-][\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ moles}^2$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \cdot 10^{-14} \text{ moles}^2}{[\text{H}^+]} = \frac{1 \cdot 10^{-14} \text{ moles}^2}{1 \times 10^{-2} \text{ moles/l}} = 1 \cdot 10^{-12} \text{ moles/litros de OH}^-$$

$$\text{PH} = -\log[\text{H}^+] = -\log[1 \cdot 10^{-2}] = 2 \text{ compuesto ácido}$$

15.13. calcular la concentración de OH^- en gramos de OH^- por litros, de una disolución que contiene 1×10^{-10} moles de H^+ por litro.

$$\begin{array}{l} 17 \text{ gr OH}^- \longrightarrow 1 \text{ mol} \\ \times \longleftarrow 1 \cdot 10^{-4} \end{array} \quad [\text{OH}^-] = \frac{1 \cdot 10^{-14} \text{ moles}^2}{1 \cdot 10^{-10} \text{ moles/l}} = 1 \cdot 10^{-4} \text{ moles de OH}^- \text{ por litro}$$

$$\left[\frac{17 \cdot 10^{-3} \text{ gr/litros}}{1 \cdot 10^{-4} \text{ moles}} \right] \quad \text{PH} = -\log[\text{H}^+] = -\log[1 \times 10^{-10}] = 10 \text{ es básica}$$

15.15. calcular la concentración de H^+ , en gramos de H^+ por litros, de una disolución cuya concentración de OH^- es:

a) $2 \cdot 10^{-10}$ moles OH^- por litro

b) $3 \cdot 4 \cdot 10^{-2}$ moles de OH^- por litro.

$$a) \quad [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ moles}^2$$

$$[\text{H}^+] = \frac{1 \cdot 10^{-14} \text{ moles}^2}{2 \cdot 10^{-10} \text{ moles/l}} = 5 \cdot 10^{-5} \text{ moles H}^+ \text{ por litros}$$

$$1 \cdot 10^{-4} \text{ gr H}^+ \text{ por litros}$$

$$b) \quad \begin{array}{l} 17 \text{ gr OH}^- \longrightarrow 1 \text{ mol} \\ 3 \cdot 4 \cdot 10^{-2} \longrightarrow \times \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 0 \cdot 002 \end{array} \right.$$

$$[\text{H}^+] = \frac{1 \cdot 10^{-14} \text{ moles}^2}{0 \cdot 002} = 5 \cdot 10^{-12} \text{ moles H}^+ \text{ por litros}$$

$$5 \cdot 10^{-12} \text{ gr H}^+ \text{ por litros}$$

15.16. Calcular el pH de una disolución que contiene 1×10^{-5} moles de H^+ por litros.

$$pH = -\log [H^+] = -\log 10^{-5} = 5 \text{ una concentración ácida.}$$

15.17. Calcular el pH de una disolución que contiene 3×10^{-4} moles de H^+ por litro. de otra manera

$$pH = \log \frac{1}{[H^+]} = \log \frac{1}{3 \times 10^{-4}} = \log \frac{10^4}{3}$$

$$pH = \log \frac{10^4}{3} = \log 10^4 - \log 3 = 4 - 0.477 = 3.523$$

15.18. Calcular el pH de una disolución que contiene:

a) 0.00017 gr de OH^- por cada 100 cc.

b) $HC_2H_3O_2$ 0.010 F, que está ionizado en un 4.17%

c) NH_4OH 0.1 F, que está ionizado en un 4.10%

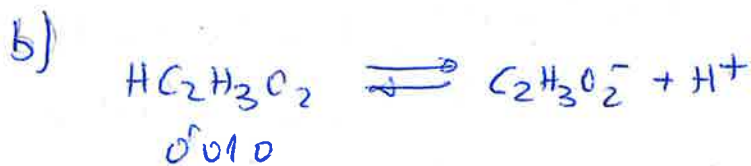
d) KOH 0.01 F.

$$\begin{array}{lcl} a) & 17 \text{ gr } OH^- & \longrightarrow 1 \text{ mol.} \\ & 0.00017 \text{ gr} & \longrightarrow x \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 1 \cdot 10^{-5} \text{ moles} \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{lcl} 1 \cdot 10^{-5} \text{ moles} & \longrightarrow & 0.1 \text{ l.} \\ & \longleftarrow & 1 \text{ l.} \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 1 \cdot 10^{-4} \text{ moles } OH^- \text{ por litro} \end{array} \right.$$

$$[H^+] = \frac{1 \cdot 10^{-14} \text{ moles}^2}{1 \cdot 10^{-4} \text{ moles/l}} = 10 \cdot 10^{-10} \text{ moles de } H^+ \text{ por litro}$$

$$pH = -\log [H^+] = \boxed{10} \text{ es una concentración básica.}$$



$$\begin{array}{lcl} 0.01 & \longrightarrow 100\% & \\ x & \longleftarrow 4.17\% & \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 4.17 \cdot 10^{-4} \text{ moles } H^+ \text{ por litro} \end{array} \right.$$

$$pH = -\log [H^+] = \boxed{3.379}$$

15.18. Calcular el pH de una disolución que contiene:

c). NH_4OH 0'1 F, que está ionizado en un 4'10%



$$\begin{array}{l} 0'1 \text{ mols solto} \longrightarrow 100\% \\ x \quad \quad \quad \longleftarrow 4'10\% \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 4'1 \cdot 10^{-3} \text{ mols OH}^- \text{ por litro} \end{array} \right.$$

$$[\text{H}^+] = \frac{1 \cdot 10^{-14} \text{ mols}^2}{4'1 \cdot 10^{-3} \text{ mols/litros}} = 2'43 \cdot 10^{-12} \text{ mols H}^+ \text{ por litro}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = \boxed{11'6}$$

d) KOH 0'01 F



$$[\text{H}^+] = \frac{1 \cdot 10^{-14} \text{ mols}^2}{0'01 \text{ mols/litro}} = 1 \cdot 10^{-12} \text{ mols H}^+ \text{ por litro}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = \boxed{12}$$

15.20. Calcular la concentración de H^+ en moles por litro de una disolución cuyo pH es 4'8.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$-4'8 = \log [\text{H}^+] \quad \text{es el anti-logaritmo}$$

$$[\text{H}^+] = 1'59 \cdot 10^{-5} \text{ mols H}^+ \text{ por litro}$$

15.22. Calcular la concentración de OH^- en moles de OH^- por litro de una disolución cuyo pH es 6'2.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad ; \quad -6'2 = \log [\text{H}^+] \quad [\text{H}^+] = 6'3 \cdot 10^{-7} \text{ mols H}^+ \text{ por litro}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \cdot 10^{-14} \text{ mols}^2}{6'3 \cdot 10^{-7} \text{ mols/litro}} = \boxed{1'58 \cdot 10^{-8} \text{ mols OH}^- \text{ por litro}}$$

15.23. ¿Cuál es más fuertemente ácida?

a) ¿una disolución con un pH de 2?

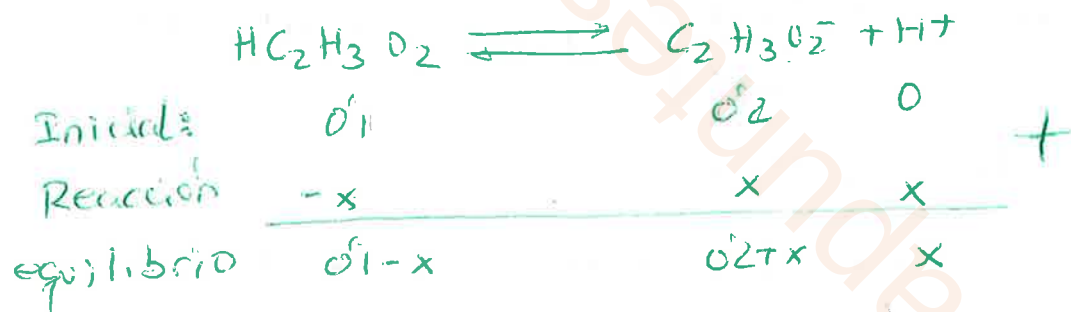
b) ¿o una disolución que contiene 0.02 gr de H^+ por litro?



$$pH = -\log[H^+] = -\log 0.02 = 1.69$$

es más ácida el 1.69 porque está más alejado del básico

15.25. La K_a de ionización de $HC_2H_3O_2$ es 1.8×10^{-5} moles, ¿cuántos moles de iones habrá en un litro de $HC_2H_3O_2$ 0.1 F que contiene 0.2 moles $NaC_2H_3O_2$?



$$K_a = \frac{[C_2H_3O_2^-] \times [H^+]}{[HC_2H_3O_2]}$$

$$1.8 \cdot 10^{-5} = \frac{[0.2+x] \cdot x}{0.1-x} \quad ; \quad 1.8 \cdot 10^{-6} = 0.2x$$

$x = 9 \cdot 10^{-6} \text{ moles}$

de H^+ por litro

15.26. La cte. de ionización del NH_3 es $1.8 \times 10^{-5} \text{ M}$. ¿cuántos moles de OH^- hay en un litro de NH_3 0.1 F que contiene 0.1 moles NH_4Cl ? (17)

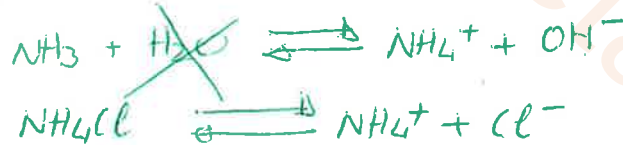


inicial:	0.1	0.1	
reacción:	-x	x	x
equilibrio:	0.1-x	0.1+x	x

$$K_i = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} ; 1.8 \cdot 10^{-5} = \frac{x}{0.1-x}$$

$$x = 1.8 \cdot 10^{-5} \text{ moles } \text{OH}^- \text{ por litro}$$

15.27 La base débil, NH_3 , tiene una cte de ionización cuyo valor es $1.8 \times 10^{-5} \text{ M}$. ¿cuál es la concentración de OH^- de una disolución preparada disolviendo 0.25 moles de NH_3 y 0.75 moles de NH_4Cl en el agua necesaria para obtener un litro de disolución?

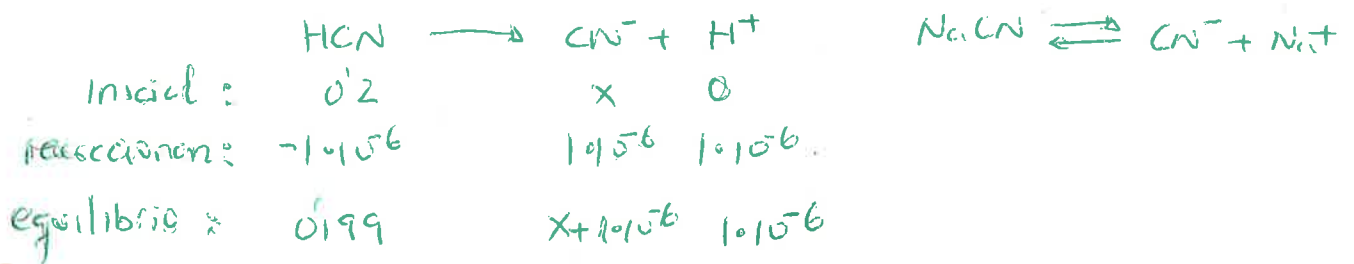


	NH_3	NH_4^+	OH^-
inicial:	0.25	0.75	0
reacción:	-x	x	x
equilibrio:	0.25-x	0.75+x	x

$$K_i = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} ; 1.8 \cdot 10^{-5} = \frac{(0.75+x) \cdot x}{0.25-x}$$

$$x = 6 \cdot 10^{-6} \text{ moles } \text{OH}^- \text{ por litro}$$

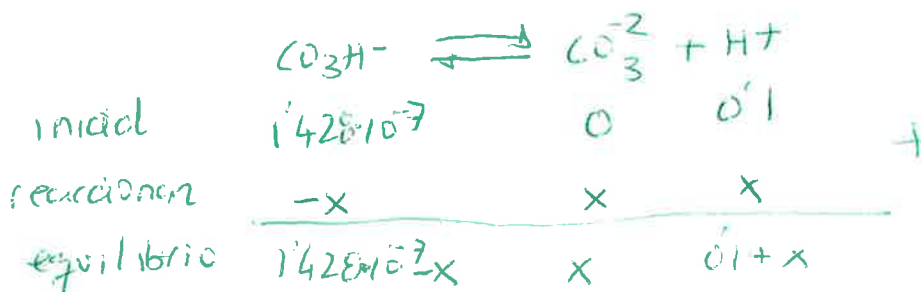
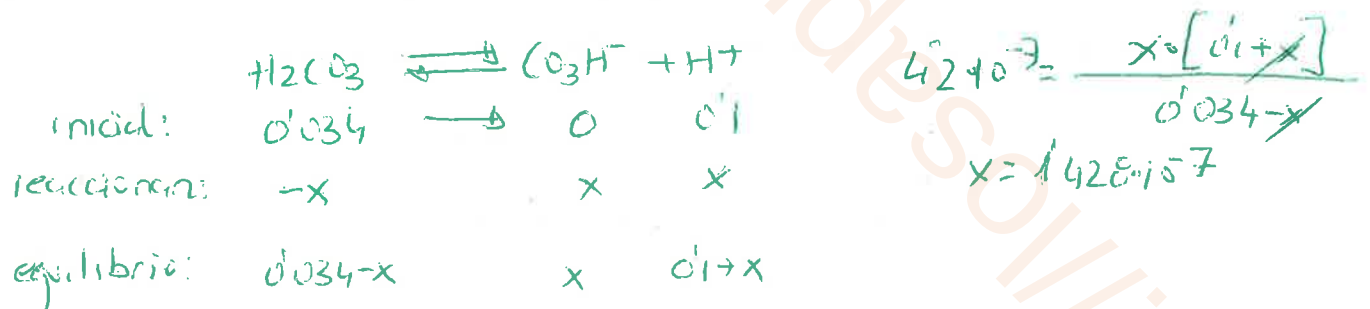
15.28 ¿Cuántos moles de NaCN debe disolverse en un litro de HCN 0.2 F para dar una disolución con una concentración de iones hidrógeno de 1×10^{-6} moles por litro? $K_i = 4 \cdot 10^{-10}$ (se busca entálico)



$$4 \cdot 10^{-10} = \frac{[x+1.10^{-6}] \cdot 1.10^{-6}}{0.199}$$

$$\boxed{x = 7.89 \cdot 10^{-5}}$$

15.29. La concentración de iones hidrógeno de una disolución 0.034 F de CO₂ en HCl diluido es 0.1 M. Calcular la concentración molar de CO₃²⁻.



$$4.8 \cdot 10^{-11} = \frac{x \cdot [0.1+x]}{1.428 \cdot 10^{-7} - x}$$

$$\boxed{x = 6.85 \cdot 10^{-17} \text{ moles CO}_3^{2-} \text{ por litro}}$$

15.30, calcular la concentración de ion sulfuro que hay en una disolución 0'10 F de H_2S en HCl 0'10 F. (18)



	$SH_2 \longrightarrow SH^- + H^+$		
inicial	0'1	0	0'1
reaccionan	-x	x	x
equilibrio	0'1-x	x	0'1+x

$$1 \cdot 10^{-7} = \frac{x \cdot (0'1+x)}{0'1-x}$$

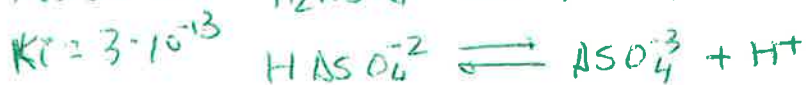
$$x = 1 \cdot 10^{-7}$$

	$SH^- \longrightarrow S^{2-} + H^+$		
inicial	$1 \cdot 10^{-7}$	0	0'1
reaccion	-x	x	x
equilibrio	$1 \cdot 10^{-7} - x$	x	0'1+x

$$1'3 \cdot 10^{-13} = \frac{(0'1+x) \cdot x}{1 \cdot 10^{-7} - x}$$

$$x = 1'3 \cdot 10^{-19} \text{ mols } S^{2-} \text{ por litro}$$

15.31. Calcular las concentraciones molares de H_2AsO_4^- , HASO_4^{2-} y ASO_4^{3-} de una disolución 0'2 F de H_3AsO_4 que es 0'1 F en HCl .



	H_3AsO_4	$\rightleftharpoons$	H_2AsO_4^-	$+$	H^+
inicial:	0'2		0		0'1
reaccionan:	-x		x		x
equilibrio	0'2-x		x		0'1+x

$$2.5 \cdot 10^{-4} = \frac{[\text{H}_2\text{AsO}_4^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{H}_3\text{AsO}_4]} \quad 2.5 \cdot 10^{-4} = \frac{x[0'1+x]}{0'2-x}$$

$$x = 5 \cdot 10^{-4} \text{ moles } \text{H}_2\text{AsO}_4^- \text{ por litro}$$

	H_2AsO_4^-	$\rightleftharpoons$	HASO_4^{2-}	$+$	H^+
inicial	$5 \cdot 10^{-4}$		0		0'1
reaccionan	-x		x		x
equilibrio	$5 \cdot 10^{-4} - x$		x		0'1+x

$$5.6 \cdot 10^{-8} = \frac{x \cdot [0'1+x]}{5 \cdot 10^{-4}} \quad x = 2.8 \cdot 10^{-10} \text{ moles de } \text{HASO}_4^{2-} \text{ por litro}$$

	HASO_4^{2-}	$\rightleftharpoons$	ASO_4^{3-}	$+$	H^+
inicial:	$2.8 \cdot 10^{-10}$		0		0'1
reaccionan:	-x		x		x
equilibrio:	$2.8 \cdot 10^{-10} - x$		x		0'1+x

$$3 \cdot 10^{-13} = \frac{[x] \cdot [0'1+x]}{2.8 \cdot 10^{-10}} \quad x = 8.4 \cdot 10^{-22} \text{ moles } \text{ASO}_4^{3-} \text{ por litro}$$

18.32. calcular la concentración de iones OH^- de un KCN 0'2 F.

19



$$K_h = \frac{[\text{CNH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}^+]}$$

→ agua
inversa CNH

$$K_h = \frac{K_w}{K_{\text{CNH}}} = \frac{1 \cdot 10^{-14} \text{ moles}^2}{4 \cdot 10^{-10} \text{ moles}} = 2.5 \cdot 10^{-5} \text{ moles}$$

	$\text{CN}^- \rightleftharpoons \text{CNH} + \text{OH}^-$		
inicial	0.2	0	0
reaccionan	-x	x	x
equilibrio	0.2-x	x	x

$$2.5 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0.2-x}$$

$$x = 2.2 \cdot 10^{-3} \text{ moles } \text{OH}^- \text{ por litro}$$

Calcular el pH

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ moles}^2$$

$$[\text{H}^+] = \frac{1 \cdot 10^{-14} \text{ moles}^2}{2.2 \cdot 10^{-3} \text{ moles/l}} = 4.47 \cdot 10^{-12} \text{ moles de } \text{H}^+ \text{ por litro}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 11.3$$

15.33 calcular el pH de un KCHO_2 (formiato potásico) 0'1 F



$$K_h = \frac{[\text{CHO}_2\text{H}] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CHO}_2^-] \cdot [\text{H}^+]} \text{ inverse } \text{CHO}_2\text{H}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_{\text{CHO}_2\text{H}}} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{2'1 \cdot 10^{-4}} = 4'76 \cdot 10^{-11}$$

	$\text{CHO}_2^- \rightleftharpoons \text{HCHO}_2 + \text{OH}^-$		
inicial	0'1	0	0
reacción	-x	x	x
equilibrio	0'1-x	x	x

$$4'76 \cdot 10^{-11} = \frac{x^2}{0'1-x} \quad x = 2'18 \cdot 10^{-6} \text{ moles OH}^- \text{ per litro}$$

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ moles}^2$$

$$[\text{H}^+] = \frac{1 \cdot 10^{-14} \text{ moles}^2}{2'18 \cdot 10^{-6} \text{ moles}} = 4'58 \cdot 10^{-9} \text{ moles de H}^+ \text{ per litro}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = \boxed{8'3} \text{ concentración básica}$$

15.40 ¿cuál es la normalidad de una disolución que contiene 8gr de NaOH en 400cc de disolución?

20

$$\text{n}^\circ \text{equivalente NaOH} = \frac{8}{39.9} = 0.2$$

$$N = \frac{\text{n}^\circ \text{equiv.}}{V} = \frac{0.2}{0.4} = \boxed{0.5N}$$

15.41. Se ha necesitado una muestra de 50cc de ácido clorhídrico para reaccionar con 0.4 gr NaOH. calcular la normalidad de dicho ácido clorhídrico.

$$\text{n}^\circ \text{equivalente NaOH} = \frac{0.4}{\text{PM}_{\text{NaOH}}} = \frac{0.4}{39.9} = 0.01 \text{ equivalente NaOH}$$

$$\text{n}^\circ \text{equivalente NaOH} = \text{n}^\circ \text{equiv. HCl.}$$

$$N = \frac{\text{n}^\circ \text{equiv. HCl}}{V} = \frac{0.01}{0.05} = 0.2N \text{ de HCl}$$

15.42. ¿cuántos gramos de KOH se necesitarán, para que reaccione con 100cc de HCl 0.8N?

$$N_{\text{HCl}} = \frac{\text{n}^\circ \text{equivalente}}{V} \quad 0.8 = \frac{\text{n}^\circ \text{equiv}}{0.1} \quad \text{n}^\circ \text{equiv}_{\text{HCl}} = 0.08$$

$$\text{n}^\circ \text{equivalente}_{\text{HCl}} = \text{n}^\circ \text{equiv.}_{\text{KOH}}$$

$$\text{n}^\circ \text{equivalente}_{\text{KOH}} = \frac{g}{\text{PM}_{\text{KOH}}} \quad ; \quad 0.08 = \frac{g}{56.1}$$

$$\boxed{g = 4.48g \text{ KOH}}$$

15.43. ¿qué volumen de HNO₃ 0.3N se necesitará para reaccionar con 24cc de KOH 0.25N?

$$\text{n}^\circ \text{equivalen KOH} = N \cdot V = 0.25 \cdot 0.024 = 6 \cdot 10^{-3} \text{ equivalentes KOH}$$

$$\text{n}^\circ \text{equiv KOH} = \text{n}^\circ \text{equiv. HNO}_3$$

$$N = \frac{\text{n}^\circ \text{equiv. HNO}_3}{V} \quad ; \quad V = \frac{6 \cdot 10^{-3}}{0.3} = 0.02L = \boxed{20cc.}$$

15.34. calcular la concentración de iones H^+ de un NH_4Cl 0.1 F.



$$K_h = \frac{[NH_4OH] \cdot [H^+]}{[NH_4^+]} \cdot \frac{[OH^-]}{[OH^-]}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_{NH_4OH}} = \frac{1 \cdot 10^{-14} \text{ moles}^2}{1.8 \cdot 10^{-5}} = 5.5 \cdot 10^{-10}$$



inicial	0.1	0	0
reacción	-x	x	x
equilibrio	0.1-x	x	x

$$5.5 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{0.1-x} \quad x = \boxed{7.4 \cdot 10^{-6} \text{ moles } H^+ \text{ por litro}}$$

15.38 Si se necesitan 12 gr NaOH para neutralizar 400cc de una disolución de HCl en agua, calcular la concentración de la disolución de HCl, en equivalentes de HCl por litro.

$$\text{nº equivalentes NaOH} = \frac{\text{gr}}{\text{PM}} = \frac{12}{39.9} = 0.3 \text{ equiv NaOH}$$

$$\begin{array}{l} 0.3 \text{ equiv HCl} \longrightarrow 0.4 \text{ l} \\ x \longleftarrow 1 \text{ l} \end{array} \left. \begin{array}{l} \text{nº equiv NaOH} = \text{nº equiv HCl} \\ 0.3 \text{ equiv por litro HCl} \end{array} \right\}$$

15.39. ¿cuántos gramos de KOH se necesitarán para preparar 500cc. de KOH 0.4N, para ser utilizado en reacciones de neutralización?

$$N = \frac{\text{gr}}{\text{PM}_{KOH}} ; N = \frac{\text{gr}}{56.1}$$

$$\text{PM}_{KOH} = 56.1$$

$$N = \frac{\text{gr}}{28.05} ; 0.4 = \frac{\text{gr}}{28.05} \quad \boxed{\text{gr} = 11.2 \text{ gr KOH}}$$

15.44. Si se necesitan 18 cc. de H_2SO_4 0'2 N para liberar el CO_2 de 82 cc de una disolución de carbonato sódico, Na_2CO_3 calcular la normalidad de esta disolución.

$$\text{nº equivalente } H_2SO_4 = N \cdot V = 0'2 \cdot 0'018 = 3'6 \cdot 10^{-3} \text{ equiv. } H_2SO_4$$

$$\text{nº equiv } H_2SO_4 = \text{nº equiv. } Na_2CO_3$$

$$N_{Na_2CO_3} = \frac{\text{nº equiv } Na_2CO_3}{V} = \frac{3'6 \cdot 10^{-3}}{0'082} = \boxed{0'043 N}$$

15.46. Calcular la normalidad de una disolución de H_3PO_4 40 cc de la cual neutralizan a 120 cc de $NaOH$ 0'53 N

$$\text{nº equivalente } NaOH = N \cdot V = 0'53 \cdot 0'12 = 0'0636 \text{ nº equiv } NaOH$$

$$\text{nº equiv } NaOH = \text{nº equiv } H_3PO_4$$

$$N = \frac{\text{nº equiv. } H_3PO_4}{V} = \frac{0'0636}{0'04} = \boxed{1'59 N}$$

Producto de solubilidad iones complejos

- 16.1. Se ha hallado por medio del análisis, que una disolución en equilibrio con un precipitado de AgCl , contiene $1 \cdot 10^{-4}$ moles de Ag^+ por litro y $1.7 \cdot 10^{-6}$ moles Cl^- por litro. Calcular el producto de solubilidad del AgCl .

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-] = [1 \cdot 10^{-4}] [1.7 \cdot 10^{-6}] = \boxed{1.7 \cdot 10^{-10} \text{ M}^2} \text{ moles por litro al cuadrado}$$

- 16.2. Se ha visto que una disolución en equilibrio con un precipitado de Ag_2S , contiene $6.3 \cdot 10^{-18}$ moles de S^{2-} por litro y $1.26 \cdot 10^{-17}$ moles Ag^+ por litro. Calcular el producto de solubilidad de Ag_2S .

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{S}^{2-}] = [1.26 \cdot 10^{-17}]^2 \cdot [6.3 \cdot 10^{-18}] = \boxed{1.0 \cdot 10^{-51} \text{ M}^3} \text{ moles por litro al cubo}$$

- 16.3. Se ha calculado por medio del análisis, que una disolución en equilibrio con un precipitado de Ag_3PO_4 contiene $1.6 \cdot 10^{-5}$ moles de PO_4^{3-} por litro y $4.8 \cdot 10^{-5}$ moles Ag^+ por litro. Calcular el producto de solubilidad del Ag_3PO_4 .

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}] = [4.8 \cdot 10^{-5}]^3 [1.6 \cdot 10^{-5}] = \boxed{1.76 \cdot 10^{-18} \text{ M}^4}$$

- 16.4. Se ha hallado por análisis, que una disolución en equilibrio con un precipitado de $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$ contiene $3.4 \cdot 10^{-7}$ moles de PO_4^{3-} por litro y $5.1 \cdot 10^{-7}$ moles de Pb^{2+} por litro. Calcular el producto de solubilidad del $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$.

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2 = [5.1 \cdot 10^{-7}]^3 [3.4 \cdot 10^{-7}]^2 = 1.45 \cdot 10^{-32} \text{ M}^5$$

- 16.5. Se ha visto que una disolución en equilibrio con precipitado de Ag_3PO_4 contiene $1.52 \cdot 10^{-3}$ gr de PO_4^{3-} por litro y $5.18 \cdot 10^{-3}$ gr de Ag^+ por litro. Calcular el producto de solubilidad de Ag_3PO_4 .

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \longrightarrow 94.4 \text{ gr } \text{PO}_4^{3-} \\ \times \longleftarrow 1.52 \cdot 10^{-3} \text{ gr} \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 1.6 \cdot 10^{-5} \text{ moles } \text{PO}_4^{3-} \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \longrightarrow 107.8 \text{ gr } \text{Ag}^+ \\ \times \longleftarrow 5.18 \cdot 10^{-3} \text{ gr} \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 4.8 \cdot 10^{-5} \text{ moles } \text{Ag}^+ \end{array} \right.$$

$$K_{ps} = [\text{Ag}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}] = [4.8 \cdot 10^{-5}]^3 \cdot [1.6 \cdot 10^{-5}] = \boxed{1.77 \cdot 10^{-18} \text{ M}^4}$$