

SOLUCIONES

1º - Un recipiente de 2,24 litros, provisto de llave de paso, se llena con 7,1 g de gas de cloro a la presión ambiente, cuando la temperatura es de T °K. Se calienta el recipiente hasta una temperatura 30 °C mayor que T °K y se abre la llave de paso de modo que la presión en su interior vuelve a su valor inicial, quedándole dentro 6,4 g de cloro.

Se desea saber: a) El valor de la temperatura Kelvin. b) La presión ambiente, expresada en mm de mercurio.

RESOLUCIÓN

Le aplicamos la ecuación de Clapeyron $P \cdot V = \frac{g}{P_m} \cdot R \cdot T$ para los gases al estado inicial (P, T ; 2,24 L) y al estado final (P, t+30, 2,24L), con lo que obtenemos un sistema de ecuaciones cuyas incógnitas son P y T inicial

$$\left. \begin{array}{l} \text{Estado inicial: } P \cdot 2,24 = \frac{7,1}{71} \cdot 0,082 \cdot T \\ \text{Estado final: } P \cdot 2,24 = \frac{6,4}{71} \cdot 0,082 \cdot (T + 30) \end{array} \right\} \frac{7,1}{71} \cdot 0,082 \cdot T = \frac{6,4}{71} \cdot 0,082 \cdot (T + 30),$$

donde, al simplificar, nos queda: $7,1 \cdot T = 6,4 \cdot (T + 30)$; $7,1T - 6,4 T = 192$;

T = 274,3ºK, que es la temperatura inicial

La presión exterior: P, la obtenemos a partir de una de las ecuaciones del sistema anterior al sustituir la temperatura por su valor calculado, y es:

$$P \cdot 2,24 = \frac{7,1}{71} \cdot 0,082 \cdot 274,3 ; \text{ De donde } \mathbf{P = 1,0 atm}$$

2º - Partiendo de 40 ml. de una disolución de ácido sulfúrico de densidad 1,14 g/cm³ y del 32% de riqueza en peso, se desea preparar una disolución 2N de dicho ácido. ¿Qué volumen de agua destilada será preciso añadir?

Datos: Masas atómicas: O = 16,00. H = 1,00. S = 32,00. Considerense los volúmenes aditivos

RESOLUCIÓN:

La cantidad de soluto: Ác. Sulfúrico que tendremos en la disolución que se quiere preparar ha de salir de los 40 mL de la disolución que se tiene:

Soluto	Disolvente	Disolución
14,59 g +	31,01 g	= 45,60 g
		40 ml

Partiendo de los 40 ml, y conociendo la densidad de la disolución inicial, calculamos la masa de la disolución: $1,14 = \frac{g}{40}$; **g = 45,60 g de disolución**

y de esta cantidad, el 32% es soluto (ác. Sulfúrico); $45,60 \cdot 0,32 = 14,59 \text{ g de soluto } \mathbf{\acute{a}c. Sulfúrico}$, por lo que el resto de la masa total serán de disolvente: $45,60 - 14,59 = 31,01 \text{ g de agua}$

Ahora, hemos de determinar el volumen de una disolución 2N que se puede preparar con los 14,59 g de soluto ác. Sulfúrico:

Podemos partir de la expresión de la Normalidad o bien calcular su Molaridad dado que en el caso del ác. Sulfúrico H₂SO₄ la valencia es 2 (tiene 2 hidrógenos) y como $N = M \cdot v$; $2 = M \cdot 2$; $M = 1 \text{ Molar}$

$M = \frac{g}{P_m \cdot L}$; $1 = \frac{14,59}{98,00 \cdot L}$ **L = 0,149 ml**, y si se disponía ya de 40 ml, el resto del volumen es el volumen de agua que se debe añadir :

148 - 40 = 108 ml de agua destilada deben añadirse

3º - Por combustión de dos gramos de un hidrocarburo gaseoso se obtienen 6,60 g de dióxido de carbono y 1,798 g de agua. Calcular: a) ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto? ; b) Sabiendo que la densidad de dicho hidrocarburo es 1,78g/L en C.N. de presión y temperatura, ¿cuál es su fórmula molecular?

RESOLUCIÓN

Al quemarse el compuesto, todo el C irá a parar al dióxido de carbono y todo el H irá al agua, por lo que las cantidades de ambos elementos pueden determinarse directamente a partir de las cantidades de agua y dióxido de carbono obtenidas en la combustión,

$$\text{g. de C en el CO}_2 = 6,60 \cdot \frac{12}{44} = 1,80 \text{ g de C} ; \text{ g. de H en el H}_2\text{O} = 1,798 \cdot \frac{2}{18} = 0,200 \text{ g de H}$$

Teniendo en cuenta las cantidades de ambos elementos, determinamos el número de átomos gramo de cada uno que hay en ellas

$$\left. \begin{array}{l} \text{g de C: } \frac{1,80}{12} = 0,15 \\ \text{g de H: } \frac{0,200}{1} = 0,200 \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{C: } \frac{0,15}{0,15} = 1 \\ \text{H: } \frac{0,200}{0,15} = 1,33 \end{array} \quad \text{Por lo que la fórmula empírica es } \mathbf{C_1 H_{1,33}}$$

y dado que el número de átomos de cada elemento debe ser siempre un número entero, hemos de multiplicar por tres ambos subíndices, por lo que la fórmula empírica que buscamos es; $\mathbf{(C_3 H_4)_n}$

Para determinar su fórmula molecular, le aplicamos la ecuación general de los gases dado que conocemos su densidad: 1,78 gramos cada litro de ese hidrocarburo gaseoso:

$$P \cdot V = \frac{g}{P_m} \cdot R \cdot T \Rightarrow 1 \cdot 1 = \frac{1,78}{P_m} \cdot 0,082 \cdot 273 ; \text{ de donde: } P_m = 39,90 \approx 40 \text{ el cual debe ser el mismo que el obtenido a partir de su fórmula molecular:}$$

$$P_m (\text{C}_3\text{H}_4)_n = n \cdot (12 \cdot 3 + 1 \cdot 4) = n \cdot 40 ; n \cdot 40 = 40 \Rightarrow n = 1 \text{ y así la fórmula molecular de este}$$

$$\text{compuesto es: } \mathbf{(C_3 H_4)_1 \Rightarrow C_3 H_4}$$

4º - Una cierta cantidad de aire saturado de humedad se introduce en un recipiente cerrado por un émbolo, resultando una presión de 780 mm de mercurio a 20°C. Teniendo en cuenta que si se reduce el volumen del recipiente a la mitad condensan 2 g de agua, se desea saber:

a) Las fracciones molares del vapor de agua y aire en la mezcla. b) El tanto por ciento en peso de cada componente en la mezcla. e) El volumen del recipiente.

DATOS: Masa molecular media del aire: 28,9 g/mol.- Masas atómicas: O = 16,00. H = 1,00.

Presión de vapor del agua a 20°C = 17,5 mm Hg

RESOLUCIÓN:

Siendo el volumen inicial "V", y si el volumen del recipiente se reduce a la mitad sin modificar ninguna otra condición, el volumen final será "V/2" por lo que los 2 g de agua que se condensan corresponderán a la otra mitad del volumen. Dado que la presión de vapor del agua depende solamente de la temperatura, podemos aplicarle la expresión de la ley general de los gases (Ecuación de Clapeyron) :

$$P \cdot V = \frac{g}{P_m} \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{17,5}{760} \cdot \frac{V_{\text{inicial}}}{2} = \frac{2}{18} \cdot 0,082 \cdot 293 \text{ de donde } V_{\text{inicial}} = \mathbf{231,87 \text{ litros}}$$

Para calcular la fracción molar de cada componente, utilizaremos la Ley de Dalton de las Presiones

Parciales: $P_i = X_i \cdot P_{\text{total}}$, por lo que : $X_i = \frac{P_i}{P_{\text{total}}}$ la cual se le aplica al agua ($P_{\text{agua}} = 17,5 \text{ mm Hg}$) y al aire:

$$(P_{\text{aire}} = 780 - 17,5 = 762,5 \text{ mm Hg}): X_{\text{agua}} = \frac{17,5}{780} = \mathbf{0,022} \quad X_{\text{aire}} = \frac{762,5}{780} = \mathbf{0,978}$$

El número de moles o gramos de cada componente se obtiene aplicando la ley general de los gases ideales (ecuación de Clapeyron) a cada uno de los componentes, con sus respectivas presiones parciales:

$$\text{agua: } P \cdot V = \frac{g}{P_m} \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{17,5}{760} \cdot 231,87 = n_{\text{agua}} \cdot 0,082 \cdot 293$$

$n_{\text{agua}} = \mathbf{0,222 \text{ moles} = 0,222 \cdot 18 = 4,00 \text{ g de agua}}$. Esta cantidad la podíamos haber calculado teniendo en cuenta que si en la mitad del volumen inicial había 2 g de agua, que se condensan, en el volumen total habría

doble cantidad de agua, es decir: **4 gramos de agua**

$$\text{aire: } P \cdot V = \frac{g}{P_m} \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{762,5}{760} \cdot 231,87 = n_{\text{aire}} \cdot 0,082.293$$

$$n_{\text{aire}} = 9,68 \text{ moles} = 9,68 \cdot 28,9 = 279,75 \text{ g de aire}$$

y con estos datos, se determina ya la composición centesimal: $g_{\text{totales}} = g_{\text{agua}} + g_{\text{aire}} = 4,00 + 279,75 = 283,75$ gramos totales

$$\% \text{ de agua} = (4,00 / 283,75) \cdot 100 = \mathbf{1,41\% \text{ de agua}}$$

$$\% \text{ de aire} = (279,75 / 283,75) \cdot 100 = \mathbf{98,59\% \text{ de aire}}$$

5° - Se mezclan 1L de ácido nítrico de densidad 1,5 g/mL y riqueza del 60% con 0,7 L de ácido nítrico de densidad 1,2 g/ml- y de 30% de riqueza. Calcular: a) La riqueza del ácido resultante y b) Su concentración molar. Dato: Densidad del ácido resultante 1,3g/mL

DATOS: esos atómicos: H = 1,0 ; N = 14,0 ; O = 16,0

RESOLUCIÓN

Vamos a calcular las cantidades de soluto, disolvente y disolución en las dos disoluciones que mezclamos, partiendo de los datos que nos ofrecen: densidad y riqueza:

DISOLUCIÓN A) 1 litro del 60% de riqueza y densidad 1,5 g/ml:

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa (g)	900 +	600 =	1500
Volumen(mL)	----	600	1000

$$d = \frac{m}{V}; 1,5 = \frac{m}{1000}; m = 1500 \text{ g}$$

$$g_{\text{SOLUTO}} = \frac{60}{100} \cdot 1500 = 900 \text{ g}$$

DISOLUCIÓN B) 0,7 litros del 30% de riqueza y densidad 1,2 g/ml:

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa (g)	252 +	588 =	840
Volumen(mL)	----	588	700

$$d = \frac{m}{V}; 1,2 = \frac{m}{700}; m = 840 \text{ g}$$

$$g_{\text{SOLUTO}} = \frac{30}{100} \cdot 840 = 252 \text{ g}$$

Y estas dos disoluciones, al mezclarlas, obtenemos otra en la cual las masas de soluto, disolvente y disolución serán la suma de las masas de las dos disoluciones mezcladas, pero no así el volumen, pero para calcular éste nos dan la densidad de la disolución resultante ($d = 1,3 \text{ g/mL}$), de manera que nos quedará:

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa (g)	900 + 252 = 1152 g	600 + 588 = 1188 g	1500 + 840 = 2340 g
Volumen(mL)		1188 mL	1800 mL

Y el volumen de la disolución resultante lo calculamos por medio de la densidad:

$$d = \frac{m}{V}; 1,3 = \frac{2340}{V}; V = \frac{2340}{1,3}; V_{\text{FINAL}} = 1800 \text{ mL}$$

Y con estos datos y el Pm del $\text{HNO}_3 = 1.1 + 1.14 + 3.16 = 63$, podemos calcular ya la riqueza (%) y la concentración de esta disolución resultante:

$$\mathbf{RIQUEZA: \% = \frac{1152}{2340} \cdot 100 = 49,23\%}$$

$$\mathbf{MOLARIDAD: } M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{P_m_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUCION}}} = \frac{1152}{63 \cdot 1,8}; \mathbf{M = 10,16 \text{ Molar}}$$