

2º BACHILLERATO - QUÍMICA - 1ª evaluación - PROBLEMAS - (17-NOVIEMBRE-2004)

- 1º - (CG - 25) 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:
- ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?
 - Sabiendo que la densidad de dicho hidrocarburo es 1,754g/L en C.N. de presión y temperatura, ¿cuál es su fórmula molecular?

RESOLUCIÓN

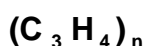
Al quemarse el compuesto, todo el C irá a parar al dióxido de carbono y todo el H irá al agua, por lo que las cantidades de ambos elementos pueden determinarse directamente a partir de las cantidades de agua y dióxido de carbono obtenidas en la combustión,

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

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;



Para determinar su fórmula molecular, le aplicamos la ecuación general de los gases dado que conocemos su densidad: 1,754 gramos cada litro de ese hidrocarburo gaseoso:

$$P \cdot V = \frac{g}{P_m} \cdot R \cdot T \implies 1 \cdot 1 = \frac{1,754}{P_m} \cdot 0,082 \cdot 273 ; \text{ de donde: } P_m = 40,0 \text{ el cual debe ser el mismo que el obtenido a partir de su fórmula molecular:}$$

$$P_m (C_3 H_4)_n = n \cdot (12 \cdot 3 + 1 \cdot 4) = n \cdot 40 ; n \cdot 40 = 40 \implies n = 1 \text{ y así la fórmula molecular de este}$$

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

-
- 2º - (G - 20) Tres compuestos gaseosos A, B y C están contenidos en un recipiente. La presión parcial del compuesto gaseoso A es de 0,6 atmósferas. La fracción molar del compuesto B es doble que la de C. Teniendo en cuenta que la presión total es de 1900 mm de Hg, calcular las fracciones molares y las presiones parciales de cada uno de los compuestos.

RESOLUCIÓN

Teniendo en cuenta la ley de Dalton de las presiones parciales: $P_{\text{TOTAL}} = P_A + P_B + P_C$

$$\text{Dado que conocemos la presión parcial del compuesto A: } P_A = 0,6 \text{ atm} = 0,6 \cdot 760 = 456 \text{ mm Hg}$$

$$\text{Por lo que podemos deducir la presión de los otros dos componentes: } 1900 = 456 + P_B + P_C$$

$$\text{Y de ahí: } \mathbf{P_B + P_C = 1444}$$

$$\text{Por otra parte nos indican que la fracción molar de B es el doble de la de C: } \mathbf{X_B = 2 \cdot X_C}$$

De acuerdo con la ley de las presiones parciales de Dalton, sabemos que $P_B = X_B \cdot P_{\text{TOTAL}}$; $P_C = X_C \cdot P_{\text{TOTAL}}$

$$\text{Por lo que: } P_B = X_B \cdot 1444 \quad \text{y} \quad P_C = X_C \cdot 1444 ;$$

$$X_B = \frac{P_B}{P_{TOTAL}}; X_B = \frac{P_B}{1444} \quad X_C = \frac{P_C}{P_{TOTAL}}; X_C = \frac{P_C}{1444} \quad \text{Y así } \frac{P_B}{1444} = 2 \cdot \frac{P_C}{1444} \implies P_B = 2 \cdot P_C \text{ de}$$

manera que nos que da el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\left. \begin{array}{l} P_B + P_C = 1444 \\ P_B = 2 \cdot P_C \end{array} \right\} \text{ Y de ahí: } 2 \cdot P_C + P_C = 1444 : 3 \cdot P_C = 1444 ; P_C = 481,3 \text{ mm Hg} = 0,633 \text{ atm}$$

$$\text{y } P_B = 2 \cdot 481,3 = 962,6 \text{ mm Hg} = 1,27 \text{ atm}$$

Así: teniendo en cuenta la expresión de la Ley de Dalton de las presiones parciales: $P_i = X_i \cdot P_{TOTAL}$, podemos calcular las correspondientes fracciones molares sin más que dividir la correspondiente presión parcial entra la presión total de la mezcla de los tres gases, que es 1900 mm Hg, quedándonos:

$$P_A = 456 \text{ mm Hg} = 0,6 \text{ atm} \quad X_A = 456/1900 = 0,24$$

$$P_B = 962,6 \text{ mm Hg} = 1,27 \text{ atm} \quad X_B = 962,6/1900 = 0,51$$

$$P_C = 481,3 \text{ mm Hg} = 0,633 \text{ atm} \quad X_C = 481,3/1900 = 0,25$$

3º - (D - 15) Se mezclan las siguientes cantidades de hidróxido de calcio en un matraz: 0,435 g; $1,55 \cdot 10^{-3}$ moles; 30 ml de una disolución 0,011 M en esta sustancia; 50 ml de una disolución que contiene 0,61 moles de este compuesto en 1 litro de disolución. Suponiendo que el volumen final de disolución es de 78 ml y que la densidad de la disolución final es igual a 1,053 g / ml. Calcule:

- La molaridad de la disolución resultante.
- La molalidad de la misma.

RESOLUCIÓN

Para calcular la concentración de la disolución final hemos de calcular la cantidad total de soluto (Hidróxido de calcio: Ca(OH)_2 que existe en ella, que será la suma de las cantidades de este producto que se añaden con cada una de las partes que se mezclan.

El peso molecular del Ca(OH)_2 es : $40,08 + 2 \cdot 16,00 + 2 \cdot 1,008 = 74,10$

$$\text{Cantidad A: } 0,435 \text{ g} = \frac{0,435}{74,10} = 5,87 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

$$\text{Cantidad B: } 1,55 \cdot 10^{-3} \text{ moles} = 0,115 \text{ gramos}$$

Cantidad C: Al tratarse de una disolución, hemos de calcular la cantidad de soluto partiendo de la expresión que nos da el valor de la molaridad:

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{litro disolucion}} ; 0,011 = \frac{n}{0,030} ; n = 0,011 \cdot 0,030 = 3,3 \cdot 10^{-4} \text{ moles} = 0,024 \text{ gramos}$$

Cantidad D: Se trata también de una disolución cuya concentración viene expresada en g/l, por lo que: $0,050 \text{ l} \cdot 0,61 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = 0,0305 \text{ moles} = 2,26 \text{ gramos}$

$$\text{Cantidad total de soluto: } 0,435 \text{ g} + 0,115 \text{ g} + 0,024 \text{ g} + 2,26 \text{ g} = 2,83 \text{ g}$$

$$\text{O bien : } 5,87 \cdot 10^{-3} + 1,55 \cdot 10^{-3} + 3,3 \cdot 10^{-4} + 0,0305 = 0,038 \text{ moles}$$

La disolución final tiene un volumen de 78 ml = 0,078 l, y, teniendo en cuenta su densidad, la masa será:

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}; 1,053 = \frac{m}{78}; m = 82,13 \text{ g de disolución}$$

pero teniendo en cuenta que en esa cantidad hay 2,83 g de soluto, la cantidad de disolvente será:

$$g_{\text{disolución}} = g_{\text{soluto}} + g_{\text{disolvente}}; 82,13 = 2,83 + g_{\text{disolvente}}; g_{\text{disolvente}} = 82,13 - 2,83 = 79,30 \text{ g de disolvente}$$

	SOLUTO		DISOLVENTE		DISOLUCIÓN
Masa (g)	2,83	+	79,30	=	82,13 g
Volumen (ml)					78 ml

a) Teniendo en cuenta que el volumen de la disolución es 78,0 ml de volumen, la Molaridad de la disolución

será: $M = \frac{g_{\text{soluto}}}{Pm_{\text{soluto}} \cdot l_{\text{disoluc}}}; M = \frac{2,83}{74,10 \cdot 0,078} = 0,49 \text{ Molar}$

b) Para calcular la molalidad, tenemos en cuenta que hay 79,30 g de disolvente, por lo que partiendo de la

expresión de la molalidad, tenemos que: $m = \frac{g_{\text{soluto}}}{Pm_{\text{soluto}} \cdot Kg_{\text{disolvente}}}; m = \frac{2,83}{74,10 \cdot 0,07930} = 0,48 \text{ molal}$

La etiqueta de un ácido sulfúrico concentrado indica que la densidad del ácido es 1,84 g/ml. Sabiendo que tiene una riqueza en ácido sulfúrico del 98,0% en peso, calcular:

a) Su molaridad y su fracción molar

b) La cantidad de agua que será necesario añadir a 100 ml de dicho ácido para obtener un ácido **10 MOLAR**. Considerando los volúmenes aditivos, ¿Qué volumen de ácido se obtiene?

RESOLUCIÓN

Para determinar esas expresiones de la concentración hemos de realizar varios cálculos previos, el primero de los cuales es siempre la determinación del peso molecular del soluto, en este caso el ácido sulfúrico: $H_2SO_4: \Rightarrow 1 \cdot 2 + 32 \cdot 1 + 16 \cdot 4 = 98,0$

Para completar la tabla con los datos de la disolución, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia 1 litro de disolución, dato que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla

	SOLUTO		DISOLVENTE		DISOLUCIÓN
Masa	1803,2 g = 18,40 moles	+	36,8 g = 2,04 moles	=	1840 g
Volumen	- - -		36,8 ml		1 litro = 1000 ml

A partir de él, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma (1,05 g/ml), que es: $m = v \cdot d = 1000 \cdot 1,84 = 1840 \text{ g}$

De esta cantidad sabemos que el 98,0% es soluto y así: $g_{\text{soluto}} = 1840 \cdot 0,98 = 1803,2 \text{ g soluto ác. Sulfúrico}$, por lo que la cantidad restante será disolvente agua: $1840 - 1803,2 = 36,8 \text{ g de agua}$.

Estos datos los colocamos en la tabla, expresándolos también en moles:

Soluto ácido sulfúrico: $n = 1803,2/98 = 18,40 \text{ moles de ácido sulfúrico}$

Disolvente agua: $n = 36,8/18 = 2,04 \text{ moles de agua}$

finalmente, determinamos el volumen de disolvente, aunque no lo necesitemos en la mayor parte de las ocasiones, que coincidirá numéricamente con su masa dado que la densidad del agua es 1 g/ml.

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya las dos expresiones de la concentración que nos piden:

MOLARIDAD: $M = 18,40 \text{ moles/1 litro} = 18,40 \text{ MOLAR}$

FRACCIÓN MOLAR: $X = 18,40 \text{ moles soluto} / (18,40 + 2,04) = 18,40 / 20,44 = 0,900$

B) En este caso, el número de moles de soluto ácido sulfúrico es el mismo en los 100 ml que tomamos que en la disolución final obtenida, ya que solamente se le añade agua. Este número de moles se determina a partir de la fórmula que nos define la molaridad de una disolución:

$$M = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{L_{\text{DISOLUCION}}}; 18,4 = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{0,1}; n_{\text{SOLUTO}} = 1,84 \text{ moles de ácido sulfúrico}$$

Y con este dato, se determina de igual forma el volumen de la disolución final, que debe tener una concentración 10 Molar:

$$M = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{L_{\text{DISOLUCION}}}; 10 = \frac{1,84}{V}; \mathbf{V = 0,184 \text{ litros de disolución,}}$$

por lo que **hemos de añadir 84 ml de agua** a los 100 ml de la disolución inicial que teníamos

5º - (G - 05) En el interior de una lámpara de incandescencia (una bombilla) cuyo volumen es de 100 ml hay una presión de $1,2 \cdot 10^{-5} \text{ mm de Hg}$ a 27°C . Cuando comienza a funcionar, alcanza una temperatura de 127°C . Calcular: a) número de moléculas de gas existentes en el interior de la lámpara; b) Presión en su interior cuando está funcionando.

RESOLUCIÓN

Se trata, en definitiva, de un recipiente lleno de gas, por lo que le es aplicable la ecuación general de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{1,2 \cdot 10^{-5}}{760} \cdot 0,100 = n \cdot 0,082 \cdot 300 \Rightarrow n = 6,42 \cdot 10^{-11} \text{ moles de gas}$$

$$\mathbf{N^\circ \text{ moléculas} = 6,023 \cdot 10^{23} \cdot 6,42 \cdot 10^{-11} = 3,86 \cdot 10^{13} \text{ moléculas}}$$

Cuando está funcionando, la única diferencia con la situación anterior es el cambio de temperatura, que ahora es de $127^\circ\text{C} = 400^\circ\text{K}$, por lo que se le puede aplicar nuevamente la ecuación general de los gases ideales:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P' \cdot V'}{T'} \Rightarrow \frac{1,2 \cdot 10^{-5} \cdot 0,100}{300} = \frac{P' \cdot 0,100}{400} \Rightarrow \mathbf{P' = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ mm Hg} = 2,1 \cdot 10^{-8} \text{ atm}}$$