

2º C BACHILLERATO - QUÍMICA - 1ª evaluación - (11 - noviembre 2.010)

- 1º - Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal: 52,17% de C, 13,04% de hidrógeno y el resto oxígeno. ¿Cual es su fórmula empírica? Sabiendo que su vapor a 1 atm y 150°C tiene una densidad de 3,98 g/litro, determine su fórmula molecular
- 2º - Se pesan 2,0 g de un compuesto, componente del smog, que contiene C,H, N, y O y se quema (reacción en exceso de O₂). Esta reacción produce 1,4520 g de CO₂ y 0,4500 g de H₂O. Para cuantificar el contenido de N en el compuesto, se hace reaccionar 3,200 g de éste, obteniéndose 0,4500 g de NH₃. Determinar la fórmula empírica del compuesto
- 3º - Se tienen tres recipientes A, B y C unidos mediante unas tubos provistos de las correspondientes llaves de paso, inicialmente cerradas.
- El recipiente A contiene Helio y el recipiente B contiene CO₂, mientras que el recipiente C está vacío. (Los volúmenes de los recipientes y las presiones de los gases se indican en el esquema)
-
- Se abren ambas llaves de paso, manteniendo invariable la temperatura del sistema. Al cabo de un cierto tiempo, el sistema alcanza el equilibrio.
- En ese momento, ¿Cuál es la presión en el interior del recipiente C?
¿Y las presiones parciales de ambos gases?
- 4º -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.
- 5º A) Deduzca la formula de la ecuación general de los gases ideales a partir de las leyes de Boyle y Gay- Lussac
B) Defina: Mol, Sublimación, gas ideal, disolución, temperatura de ebullición e indique la diferencia entre SOL y GEL

SOLUCIONES

- 1º Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal: 52,17% de C, 13,04% de hidrógeno y el resto oxígeno. ¿Cual es su fórmula empírica? Sabiendo que su vapor a 1 atm y 150°C tiene una densidad de 3,98 g/litro, determine su fórmula molecular.

RESOLUCIÓN

A partir de los datos correspondientes a la composición centesimal determinamos la fórmula empírica. Para ello suponemos una cantidad de 100 g del compuesto, por lo que de cada elementos tendremos, en gramos, el mismo número que nos indica su composición: 52,17 g de C, 13,04 g de H y 34,79 g de O, y con estas tres cantidades se calcula el nº de átomos-gramo de cada uno que habrá en esos 100 g:

$$\left. \begin{array}{l} \text{C: } \frac{52,17}{12} = 4,35 \text{ at - g de C} \\ \text{H: } \frac{13,04}{1} = 13,04 \text{ at - g de H} \\ \text{O: } \frac{34,79}{16} = 2,17 \text{ at - g de O} \end{array} \right\} \text{C}_{4,35}\text{H}_{13,04}\text{O}_{2,17} \Rightarrow \text{C}_{\frac{4,35}{2,17}}\text{H}_{\frac{13,04}{2,17}}\text{O}_{\frac{2,17}{2,17}}$$

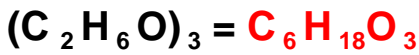
por lo que la formula empirica es $\Rightarrow \text{C}_2\text{H}_6\text{O} \Rightarrow (\text{C}_2\text{H}_6\text{O})_n$

Para determinar el valor de "n", calculamos su peso molecular a partir de los datos de la densidad de su vapor, al que consideramos como un gas ideal, y así:

$$P.V = \frac{g}{Pm} .R.T \Rightarrow P.Pm = \frac{g}{V} .R.T \Rightarrow P.Pm = d.R.T \Rightarrow 1.Pm = 3,98.0,082.423; Pm = 138$$

y este peso molecular es el mismo que el que se obtenga a partir de la fórmula:

$n \cdot (2 \cdot 12,00 + 6 \cdot 1,00 + 16) = 138,1$; $46 \cdot n = 138$; $n = 3$ por lo que la fórmula molecular es:



2º Se pesan 2,0 g de un compuesto, componente del smog, que contiene C,H, N, y O y se quema (reacción en exceso de O_2). Esta reacción produce 1,4520 g de CO_2 y 0,4500 g de H_2O . Para cuantificar el contenido de N en el compuesto, se hace reaccionar 3,200 g de éste, obteniéndose 0,4500 g de NH_3 . Determinar la fórmula empírica del compuesto

RESOLUCIÓN

Dado que los análisis se hacen en dos muestras diferentes, no podemos calcular la composición directamente en una de ellas, por lo que en la primera calcularemos el porcentaje de C y de H, mientras que para el Nitrógeno tendremos que calcularlo a partir de la segunda de las muestras; además, dado que se utiliza Oxígeno en la combustión de la primera de las muestras, la cantidad de éste no podemos calcularla directamente, sino que tenemos que calcularla por diferencia a 100.

Teniendo en cuenta que al producirse la combustión de los 2,0 g de ese compuesto, las cantidades de Carbono y de hidrógeno existentes serán las mismas que hay en el CO_2 y en el H_2O , respectivamente.

Por tanto, en la muestra inicial de 2,0 g del compuesto a analizar tendremos:

$$\text{g de C existentes en los 1,4520 g de } \text{CO}_2 \implies 1,4520 \cdot \frac{12}{44} = \mathbf{0,3960 \text{ g de C}}$$

$$\text{g de H existentes en los 0,4500 g de } \text{H}_2\text{O} \implies 0,4500 \cdot \frac{2}{18} = \mathbf{0,050 \text{ g de H}}$$

Por tanto, los porcentajes de ambos en la muestra inicial (eran 2,0 g) serán:

$$\% \text{ de C: } \frac{0,3960}{2,0} \cdot 100 = \mathbf{19,80\% \text{ de C}} \quad \% \text{ de H: } \frac{0,050}{2,0} \cdot 100 = \mathbf{2,50\% \text{ de H}}$$

Por su parte, la cantidad de Nitrógeno existente en los 3,200 g de la segunda muestra de ese compuesto serán los mismos que después formarán los 0,4500 g de amoníaco, y serán:

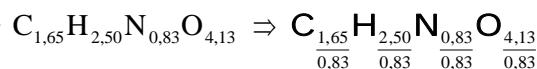
$$\text{g de N existentes en los 0,4500 g de } \text{NH}_3 \implies 0,4500 \cdot \frac{14}{17} = \mathbf{0,3706 \text{ g de N.}}$$

$$\% \text{ de N: } \frac{0,3706}{3,200} \cdot 100 = \mathbf{11,58\% \text{ de N}}$$

Por tanto, el porcentaje de Oxígeno será el resto: $100 - 19,80 - 2,50 - 11,58 = \mathbf{66,12\% \text{ de O}}$

Y ya con estos porcentajes, determinamos la fórmula empírica. Para ello suponemos una cantidad de 100 g del compuesto, por lo que de cada elementos tendremos, en gramos, el mismo número que nos indica su composición: 19,80 g de C, 2,50 g de H, 11,58 g de N y 66,12 g de O, y con estas cuatro cantidades se calcula el nº de átomos-gramo de cada uno que habrá en esos 100 g:

$$\left. \begin{array}{l} \text{C: } \frac{19,80}{12} = 1,65 \text{ at - g de C} \\ \text{H: } \frac{2,50}{1} = 2,50 \text{ at - g de H} \\ \text{N: } \frac{11,58}{14} = 0,83 \text{ at - g de N} \\ \text{O: } \frac{66,12}{16} = 4,13 \text{ at - g de O} \end{array} \right\}$$



Por tanto la fórmula empírica es:



3º Se tienen tres recipientes A, B y C unidos mediante unas tubos provistos de las correspondientes llaves de

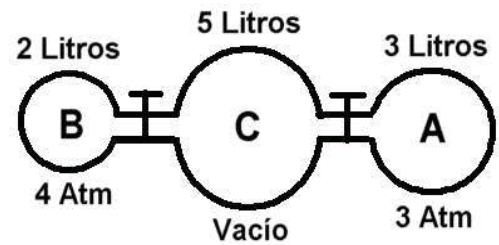
paso, inicialmente cerradas.

El recipiente A contiene Helio y el recipiente B contiene CO_2 , mientras que el recipiente C está vacío. (Los volúmenes de los recipientes y las presiones de los gases se indican en el esquema)

Se abren ambas llaves de paso, manteniendo invariable la temperatura del sistema. Al cabo de un cierto tiempo, el sistema alcanza el equilibrio.

En ese momento, ¿Cuál es la presión en el interior del recipiente C?
¿Y las presiones parciales de ambos gases?

DATOS: Pesos atómicos: C = 12,0 ; He = 4,0 ; O = 16,0



RESOLUCIÓN

Dado que no se conoce la temperatura pero sí sabemos que se mantiene constante a lo largo del proceso, vamos a realizar todos los cálculos suponiendo una temperatura "T".

Vamos a determinar el número de moles de cada gas que hay en los recipientes A y B utilizando la ecuación de Clapeyron: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$:

$$\text{Helio: } 3 \cdot 3 = n \cdot 0,082 \cdot T ; n_{\text{HELIO}} = \frac{9}{0,082 \cdot T} = \frac{109,756}{T} \text{ moles de Helio}$$

$$\text{CO}_2: 4 \cdot 2 = n \cdot 0,082 \cdot T ; n_{\text{CO}_2} = \frac{8}{0,082 \cdot T} = \frac{97,561}{T} \text{ moles de CO}_2$$

Cuando abrimos las dos llaves de paso y se estabiliza el sistema, tendremos una mezcla homogénea de los dos gases en el volumen total, que es la suma de los volúmenes de los tres recipientes.

Si le aplicamos esta misma ecuación de Clapeyron al volumen total con el n° total de moles, obtendremos el valor de la presión total del conjunto que será, por tanto, también la del recipiente de 5 litros:

$$P_T \cdot (2 + 3 + 5) = \left(\frac{109,756}{T} + \frac{97,561}{T} \right) \cdot 0,082 \cdot T ; P_T \cdot 10 = \left(\frac{207,317}{T} \right) \cdot 0,082 \cdot T ;$$

$$P_T = \frac{207,317 \cdot 0,082}{10} ; \mathbf{P_{TOTAL} = 1,70 \text{ Atm}}$$

Para calcular las presiones parciales de ambos gases, volvemos a aplicar la ecuación de Clapeyron, pero ahora con el volumen total y el número de moles individual de cada gas:

$$\text{HELIO: } P_{\text{HELIO}} \cdot 10 = \left(\frac{109,756}{T} \right) \cdot 0,082 \cdot T ; P_{\text{HELIO}} = \frac{109,756 \cdot 0,082}{10} ; \mathbf{P_{\text{HELIO}} = 0,90 \text{ Atm}}$$

$$\text{CO}_2: P_{\text{CO}_2} \cdot 10 = \left(\frac{97,561}{T} \right) \cdot 0,082 \cdot T ; P_{\text{CO}_2} = \frac{97,561 \cdot 0,082}{10} ; \mathbf{P_{\text{CO}_2} = 0,80 \text{ Atm}}$$

Podíamos resolverlo también de una forma mucho más rápida aplicándole la Ley de Boyle a ambos gases por separado, teniendo en cuenta que el volumen final, una vez abiertas ambas llaves, es de 10 Litros:

$$\text{He: } P \cdot V = P' \cdot V' : 4 \cdot 2 = P' \cdot 10 ; P' = \mathbf{0,8 \text{ atm, del Helio}}$$

$$\text{CO}_2: P \cdot V = P' \cdot V' : 3 \cdot 3 = P' \cdot 10 ; P' = \mathbf{0,9 \text{ atm del CO}_2}$$

Y la presión total se determina aplicando la Ley de Dalton de las Presiones parciales: $P_{\text{TOTAL}} = P_{\text{He}} + P_{\text{CO}_2}$

$$\mathbf{P_{TOTAL} = 0,8 + 0,9 = 1,7 \text{ atm}}$$

4º 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 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: $d = \frac{m}{V}; 1,3 = \frac{2340}{V}; V = \frac{2340}{1,3}; V$

FINAL = 1800 mL

Y con estos datos y el Pm del HNO₃ = 1.1 + 1.14 + 3.16 = 63, podemos calcular ya la riqueza (%) y la concentración de esta disolución resultante:

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

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