

2º D BACHILLERATO - QUÍMICA - 7-NOVIEMBRE- 2006 - Ex. Problemas

1 - Se preparó una disolución acuosa de ácido sulfúrico a partir de 100 g de agua y 55 ml de otra disolución de ácido sulfúrico de densidad 1,84 g/mL y del 97% de riqueza. El volumen de la disolución resultante resultó ser de 150 mL. A) Calcule la Molaridad y la molalidad de la disolución resultante

DATOS: Pesos atómicos: H = 1,0 ; O = 16,0 ; S = 32,0

2 - Se tiene un matraz de 5 litros lleno de oxígeno en C.N. y se introducen 500 g de agua líquida. Se cierra el matraz y se calienta a 60°C. Calcule la presión dentro del matraz. ¿Qué cantidad de agua líquida queda dentro del matraz? ¿Cuál debería ser el volumen de dicho matraz para que se vaporizase todo el agua?

DATOS: Pesos atómicos: H = 1,0 ; O = 16,0 ; S = 32,0.

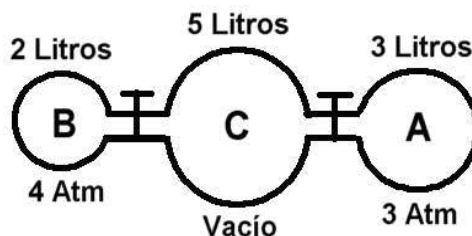
Presión de vapor del agua a 60°C = 150 mm Hg

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



4 - Se mezclan en un recipiente 150 mL de una disolución de cloruro de potasio del 32,14% en peso y densidad 1,16 g/mL con 100 mL de otra disolución de la misma sal 1,7 Molar cuya densidad es 1,03 g/mL, añadiéndole después al conjunto 10 g de sal anhidra y finalmente 200 mL de agua, con lo que se obtiene una disolución de densidad 1,075 g/mL. Calcular la molaridad, molalidad y fracción molar de la disolución resultante. DATOS: Pesos atómicos: Cl = 35,5 ; K = 39,0

5 - El análisis de un compuesto orgánico presenta la siguiente composición: 40,0 % de carbono, 6,71 % de hidrógeno y 53,29 % de oxígeno. ¿Cuál es su fórmula empírica? Se sabe, además, que disolviendo 4,50 g de ese compuesto en 150 g de ciclohexano, cuya constante crioscópica es 20,2, el punto de congelación desciende 5,05°C, ¿Cuál es su fórmula molecular?

DATOS: Pesos atómicos: C = 12,0 ; H = 1,0 ; O = 16,0

SOLUCIONES

1º - Se preparó una disolución acuosa de ácido sulfúrico a partir de 100 g de agua y 55 ml de otra disolución de ácido sulfúrico de densidad 1,84 g/mL y del 97% de riqueza. El volumen de la disolución resultante resultó ser de 150 mL. A) Calcule la Molaridad y la molalidad de la disolución resultante. DATOS: Pesos atómicos: H = 1,0 ; O = 16,0 ; S = 32,0

RESOLUCIÓN

La cantidad de soluto "ácido sulfúrico" que tendremos en la disolución final en la misma que hay en los 55 mL que se toman de la disolución inicial:

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	98,16 g = 1,00 moles	+ 3,04 g de agua	= 101,2 g
Volumen	---	3,04 ml	55 ml

A partir de él, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma (1,14 g/ml), que es:
 $m = v \cdot d = 55 \cdot 1,84 = 101,2 \text{ g}$

De esta cantidad sabemos que el 97% es soluto y así: $g \text{ soluto} = 101,2 \cdot 0,97 = 98,16 \text{ g soluto } \text{ác.}$

Sulfúrico, por lo que la cantidad restante será disolvente agua: $101,2 - 98,16 = 3,04 \text{ g de agua.}$

Si ahora le añadimos más agua se forma una nueva disolución que contiene 98,16 g de soluto ácido sulfúrico, junto con el agua que tenía la primera disolución (3,04 g) y los 100 g de agua añadidos, los cuales ocupan un volumen de 150 mL. Esta disolución será:

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	98,16 g = 1,00 moles	+ 100 + 3,04 = 103,04 g de agua	= 201,2 g
Volumen	---	103,04 ml	150 ml

Con todos estos datos, podemos calcular ya las concentraciones pedidas sin más que aplicar las fórmulas que nos las dan:

$$\text{MOLARIDAD: } M = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{L_{\text{DISOLUCION}}} = \frac{1,00}{0,150} = \mathbf{6,67 \text{ Molar}}$$

$$\text{MOLALIDAD: } M = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{Kg_{\text{DISOLVENTE}}} = \frac{1,00}{0,103} = \mathbf{9,71 \text{ molal}}$$

2º - Se tiene un matraz de 5 litros lleno de oxígeno en C.N. y se introducen 500 g de agua líquida. Se cierra el matraz y se calienta a 60°C. Calcule la presión dentro del matraz. ¿Qué cantidad de agua líquida queda dentro del matraz? ¿Cuál debería ser el volumen de dicho matraz para que se vaporizase todo el agua?

DATOS: Pesos atómicos: H = 1,0 ; O = 16,0 ; S = 32,0.
 Presión de vapor del agua a 60°C = 150 mm Hg
 Densidad del agua líquida en C.N.: 1 g/mL

RESOLUCIÓN

Se determina el nº de moles de oxígeno iniciales que tiene el matraz cuando lo cerramos. Si su volumen es de 5 litros y hemos introducido 500 g y si su densidad es 1 g/mL, ocuparán un volumen de 500 mL, por lo que el volumen ocupado por el oxígeno será el resto:

Volumen de oxígeno: 5 L - 0,5 = 4,5 Litros de O₂ en C.N., y su nº de moles lo determinamos a partir de la ecuación de Clapeyron: **P.V = n.R.T** ==> 1.4,5 = n.0,082.273 ; **n = 0,20 moles de O₂**

Cuando se cierra el matraz y se calienta hasta 60°C, se vaporiza parte del agua hasta alcanzar una presión parcial dentro del recipiente igual a su presión de vapor: 150 mm Hg, por lo que calculamos el nº de moles de agua que pasan al estado de vapor, también con la ecuación de Clapeyron, en la cual conocemos la presión parcial, volumen (4,5 L) y temperatura: (273 + 60)°K :

$$\text{P.V} = \text{n.R.T} \implies \frac{150}{760} \cdot 4,5 = n \cdot 0,082 \cdot 333 ; \mathbf{n = 0,032 \text{ moles de H}_2\text{O} = 0,032 \cdot 18 = 0,58 \text{ g}}$$

La presión total en el interior del matraz la calculamos con la misma ecuación, tomando ahora el nº total de moles de gas que hay en su interior: n_{TOTAL} = 0,2 + 0,032 = 0,232 moles de gas, y así

$$\text{P}_{\text{TOTAL}} \cdot \text{V} = \text{n}_{\text{TOTAL}} \cdot \text{R.T} \implies \text{P}_{\text{TOTAL}} \cdot 4,5 = 0,232 \cdot 0,082 \cdot 333 ; \mathbf{P}_{\text{TOTAL}} = \mathbf{1,41 \text{ atm}}$$

Por tanto, en estado líquido quedarán: 500 - 0,58 = **499,42 g de agua en estado líquido**

Para que se vaporizase todo el agua a esa misma temperatura, el recipiente debería tener un volumen tal que la presión de los 500 g de agua, ya en estado de vapor, ejercieran una presión parcial igual a su presión de vapor (150 mm Hg), por lo que volviendo a utilizar la misma ecuación de Clapeyron:

$$\text{P.V} = \frac{g}{P_m} \cdot \text{R.T} \implies \frac{150}{760} \cdot \text{V} = \frac{500}{18} \cdot 0,082 \cdot 333 ; \mathbf{V = 3843 \text{ Litros}}$$

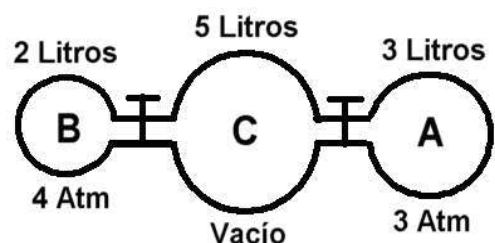
3º - Se tienen tres recipientes A, B y C unidos mediante unos tubos provistos de las correspondientes llaves de paso, inicialmente cerradas.

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?

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.V = n.R.T**:

$$\text{Helio: } 3.3 = n \cdot 0,082 \cdot T ; n_{\text{HELIO}} = \frac{9}{0,082 \cdot T} = \frac{109,756}{T} \text{ moles de Helio}$$

$$\text{CO}_2: 4.2 = n \cdot 0,082 \cdot T ; n_{\text{CO}_2} = \frac{8}{0,082 \cdot T} = \frac{97,561}{T} \text{ moles de CO}_2$$

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:

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

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

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:

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

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

4º - Se mezclan en un recipiente 150 mL de una disolución de cloruro de potasio del 32,14% en peso y densidad 1,16 g/mL con 100 mL de otra disolución de la misma sal 1,7 Molar cuya densidad es 1,03 g/mL, añadiéndole después al conjunto 10 g de sal anhidra y finalmente 200 mL de agua, con lo que se obtiene una disolución de densidad 1,075 g/mL. Calcular la molaridad, molalidad y fracción molar de la disolución resultante. DATOS: Pesos atómicos: Cl = 35,5 ; K = 39,0

RESOLUCIÓN

Para calcular la concentración de la disolución final hemos de calcular la cantidad total de soluto (Cloruro de potasio: KCl 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 KCl es : 39,0 + 35,5 = 74,50

Cantidad A: Al tratarse de una disolución, hemos de calcular la cantidad de soluto partiendo de los datos que nos ofrecen: volumen (150 mL), densidad (1,16 g/mL) y riqueza (32,14%), con los cuales se completa la tabla, tomando como cantidad de partida, el volumen: 150 mL, dato que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla del volumen de disolución

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	55,92 g soluto	+ 118,08 g	= 174 g
Volumen	----	118,08 mL	150 mL = 0,150 L

A partir de él, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma (1,16 g/ml), que es: $m = v \cdot d = 150 \cdot 1,16 = 174 \text{ g}$

De esta cantidad sabemos que el 32,14% es soluto y así: $g \text{ soluto} = 174 \cdot 0,3214 = 55,92 \text{ g soluto}$, y la masa del disolvente, será el resto: $174 - 55,92 = 118,08 \text{ g de disolvente agua}$

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

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{litro disolucion}} ; 1,7 = \frac{n}{0,100} ; n = 0,17 \text{ moles} = 0,17 \cdot 74,5 = 12,66 \text{ gramos KCl}$$

La masa de la disolución se calcula partiendo de la densidad de la misma (1,03 g/ml), que es: $m = v \cdot d$;
 $m = 100 \cdot 1,03 = 103 \text{ g}$, y la masa del disolvente, será el resto: $103 - 12,66 = 90,34 \text{ g}$ de disolvente agua

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	12,66 g soluto	+ 90,34 g	= 103 g
Volumen	----	90,34 mL	100 mL = 0,100 L

Cantidad C: 10 de sal anhidra, es decir, 10 g de soluto sin nada de disolvente

Cantidad D: 200 mL de agua, que son exclusivamente de disolvente.

Estas cuatro cantidades las situamos en la correspondiente tabla:

	SOLUTO	DISOLVENTE (Agua)	DISOLUCIÓN
Masa	A: 55,92 g soluto B: 12,66 g soluto C: 10,00 g soluto D: 0,00 g soluto TOTAL: 78,58 g soluto	+ A: 118,08 g Disolvente + B: 90,34 g disolvente + C: 0,00 g disolvente + D: 200,00 g soluto TOTAL: 408,42 g disolvente	=78,58 + 408,42 = 487,0 g
Volumen	----	408,42 mL	Volumen total: 453,02 mL

El volumen de la disolución lo determinamos a partir de su masa (487,0 g) y de su densidad (1,075 g/ml), y es:

$$m = v \cdot d \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{487}{1,075}; V = 453,02 \text{ mL}$$

Y ya con todos estos datos, se calculan las concentraciones pedidas partiendo de las expresiones que nos

las dan: MOLARIDAD: $M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot \text{litro}_{\text{DISOLUC}}}$; $M = \frac{78,58}{74,5 \cdot 0,453}$ **M = 2,33 Molar**

Molalidad: $m = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot Kg_{\text{DISOLVENTE}}}$; $m = \frac{78,58}{74,5 \cdot 0,4084}$ **M = 2,58 molal**

Fracción molar: $X = \frac{\frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}}}}{\frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}}} + \frac{g_{\text{DISOLV}}}{Pm_{\text{DISOLV}}}} = \frac{\frac{78,58}{74,5}}{\frac{78,58}{74,5} + \frac{408,42}{18}}$; **X = 0,044**

5º - El análisis de un compuesto orgánico presenta la siguiente composición: 40,0 % de carbono, 6,71 % de hidrógeno y 53,29 % de oxígeno. ¿Cuál es su fórmula empírica? Se sabe, además, que disolviendo 4,50 g de ese compuesto en 150 g de ciclohexano, cuya constante crioscópica es 20,2, el punto de congelación desciende 5,05°C, ¿Cual es 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: 40,0 g de C, 6,71 g de H y 53,29 g de N, y con estas tres cantidades se calcula el nº de átomos-gramo de cada uno que habrá en esos 100 g:

$$\left. \begin{array}{l} \text{C: } \frac{40,0}{12} = 3,33 \text{ at - g de C} \\ \text{H: } \frac{6,71}{1} = 6,71 \text{ at - g de H} \\ \text{O: } \frac{53,29}{16} = 3,33 \text{ at - g de N} \end{array} \right\} \text{C}_{3,33}\text{H}_{6,71}\text{O}_{3,33} \Rightarrow \text{C}_{\frac{3,33}{3,33}}\text{H}_{\frac{6,71}{3,33}}\text{O}_{\frac{3,33}{3,33}}$$

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

Para determinar el valor de "n", calculamos su peso molecular a partir de los datos del descenso del punto de congelación, teniendo en cuenta que ese descenso es de 5,05°C así:

$$\Delta T = K \cdot m \Rightarrow 5,05 = 20,2 \cdot \frac{4,50}{Pm_s \cdot 0,15}; \quad Pm_s = \frac{20,2 \cdot 4,5}{5,05 \cdot 0,15} = 120 \text{ g/mol}$$

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

$n \cdot (1 \cdot 12,00 + 2 \cdot 1,00 + 1 \cdot 16) = 30$; $30 \cdot n = 120$; $n = 4$ por lo que la fórmula molecular es:

