

2ºD - QUÍMICA - 1ª EVALUACIÓN - 28 NOVIEMBRE 2006 - PROBLEMAS

- 1º - La salinidad del agua en una pecera para peces marinos es de 0,08 M en cloruro de sodio. Para corregirla, se añadieron 2 litros de una disolución 0,52 Molar de cloruro de sodio a los 20 litros del agua que contenía. Calcule la concentración final de la disolución obtenida en % y Molaridad
- 2º - En el análisis de una muestra de giobertita se pesan 2,816 gramos de mineral, que se disuelven en ácido clorhídrico diluido; el líquido se lleva a un volumen de 250 cm³. Se toman 50 cm³ de este líquido, se añade amoníaco en exceso y se precipita con fosfato de sodio. El precipitado obtenido se filtra, lava, seca y calcina en cuyo proceso el fosfato de magnesio formado se transforma en pirofosfato de magnesio. Se obtienen 0,622 g de Mg₂P₂O₇. Calcular el contenido en magnesio de aquel mineral y su riqueza en carbonato de magnesio, MgCO₃
DATOS: Pesos atómicos: C = 12,0; Mg = 24,3 ; O = 16,0; P = 31,0 .
- 3º - En un matraz cerrado y a 120°C, reaccionan totalmente 0,16 g de metano con 0,96 g de oxígeno. La presión total antes de la reacción es de 1 atmósfera, los productos de la reacción se enfrían a 10°C de forma que el agua condensa, despreciando su presión de vapor a esa temperatura. Se pide: a) El volumen del matraz. b) La presión total después de la reacción a 120°C. c) El número de moles totales en fase gaseosa existentes a 10°C. d) La presión parcial del dióxido de carbono a 10°C
- 4º - La combustión de 7,49 g de un compuesto orgánico formado por C, H y O produce 14,96 g de dióxido de carbono y 6,13 g de agua. Para determinar su peso molecular, se disuelven 19,04 g del mismo en 150 g de tetracloruro de carbono, obteniéndose un descenso del punto de congelación de 3,62°C. Calcular sus fórmulas empírica y molecular.
DATOS: Pesos atómicos: C = 12,0 ; H = 1,0; O = 16,0 . Constante crioscópica molal para el CCl₄: K_c = - 5,02 °C/m
- 5º - Se disuelven 54,9 g de hidróxido de potasio en la cantidad de agua precisa para obtener 500 mL de disolución. Calcule:
a) La molaridad de la disolución.
b) El volumen de disolución de hidróxido de potasio necesario para preparar 300 mL de disolución 0,1 M.
c) Indique el material de laboratorio que utilizaría y qué haría para preparar la disolución inicial.
DATOS: Pesos atómicos: H = 1,0 ; K = 39,0 ; O = 16,0

SOLUCIONES

- 1º - La salinidad del agua en una pecera para peces marinos es de 0,08 M en cloruro de sodio. Para corregirla, se añadieron 2 litros de una disolución 0,52 Molar de cloruro de sodio a los 20 litros del agua que contenía. Calcule la concentración final de la disolución obtenida en % y Molaridad

RESOLUCIÓN

Las cantidades de soluto, disolvente y disolución en las dos disoluciones iniciales son:

a) Disolución de la pecera:

	Soluto	Disolvente	Disolución
Masa	1,6 mol = 93,6 g	20000 g	20093,6 g
Volumen		20000 mL	20000 mL

Partimos de la expresión de la Molaridad: $M = n/V$;

$$0,08 = \frac{n}{20}; n = 20 \cdot 0,08 = 1,6 \text{ moles de NaCl}$$

b) Disolución que se añade:

	Soluto	Disolvente	Disolución
Masa	1,04 mol = 60,84 g	2000 g	2060,84 g
Volumen		2000 mL	2000 mL

Partimos de la expresión de la Molaridad: $M = n/V$;

$$0,52 = \frac{n}{2}; n = 2 \cdot 0,52 = 1,04 \text{ moles de NaCl}$$

La disolución final será la resultante de mezclar ambas, y en ella tendremos:

$$g \text{ soluto} = 93,6 + 60,84 = 154,44 \text{ g}$$

$$g \text{ disolvente} = 20.000 + 2.000 = 22.000 \text{ g}$$

$$g \text{ disolución} = 20.093,6 + 2060,84 = 22154,84 \text{ g}$$

$$\text{Volumen de la disolución: } 20.000 + 2.000 = 22.000 \text{ mL:}$$

	Soluto	Disolvente	Disolución
Masa	154,44 g	22.000 g	22.154,84 g
Volumen		22.000 mL	22.000 mL

Y con estos datos determinamos las concentraciones finales pedidas:

$$\%: \frac{154,44}{22154,44} \cdot 100 = \mathbf{0,697\%} \quad \text{Y } M = \frac{g}{Pm \cdot L} = \frac{154,44}{58,5 \cdot 22} = \mathbf{0,12 \text{ Molar}}$$

**2º - En el análisis de una muestra de giobertita se pesan 2,816 gramos de mineral, que se disuelven en ácido clorhídrico diluido; el líquido se lleva a un volumen de 250 cm³. Se toman 50 cm³ de este líquido, se añade amoníaco en exceso y se precipita con fosfato de sodio. El precipitado obtenido se filtra, lava, seca y calcina en cuyo proceso el fosfato de magnesio formado se transforma en pirofosfato de magnesio. Se obtienen 0,622 g de Mg₂P₂O₇. Calcular el contenido en magnesio de aquel mineral y su riqueza en carbonato de magnesio, MgCO₃.
DATOS: Pesos atómicos: C = 12,0; Mg = 24,3 ; O = 16,0 P = 31,0 ;**

RESOLUCIÓN

A lo largo de todo el proceso que se describe, vamos modificando el mineral inicial mediante diversas reacciones hasta conseguir un precipitado en el cual se encuentra todo el magnesio que había en la muestra inicial.

Por tanto, vamos a calcular la cantidad de este elemento, Mg, que hay en el precipitado final obtenido de Mg₂P₂O₇, que será también el que haya en la muestra inicial

$$\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7: Pm = 2 \cdot 24,3 + 2 \cdot 31,0 + 7 \cdot 16,0 = 222,6$$

$$\left. \begin{array}{l} 222,6 \text{ g Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7 \text{ --- } 48,6 \text{ g Mg} \\ 0,622 \text{ g} \text{ ---- } X \end{array} \right\} X = \frac{0,622 \cdot 48,6}{222,6} = \mathbf{0,136 \text{ g de Mg hay en el precipitado final}}$$

Puesto que la muestra inicial, después de haberla tratado con diversos reactivos, se disuelve en 250 mL, y de ellos solamente se analizan 50 mL, en los cuales hay 0,136 g de Mg, la cantidad de éste que contenía la muestra inicial será:

$$\text{g Mg en la muestra inicial} = \frac{250 \cdot 0,136}{50} = \mathbf{0,679 \text{ g de Mg en la muestra inicial}}$$

La riqueza en Mg de la muestra del mineral analizado será, por tanto:

$$\% \text{ Mg} = \frac{0,679}{2,816} \cdot 100 = \mathbf{24,11\% \text{ en Mg}}$$

Para calcular la proporción en forma de MgCO₃, vamos a determinar la cantidad de este compuesto en la cual hay esos 0,679 g de Mg.

$$\text{MgCO}_3: Pm = 24,3 + 12,0 + 3 \cdot 16,0 = 84,3$$

$$\left. \begin{array}{l} 84,3 \text{ g MgCO}_3 \text{ --- } 24,3 \text{ g Mg} \\ X \text{ ---- } 0,679 \text{ g} \end{array} \right\} X = \frac{0,679 \cdot 84,3}{24,3} = \mathbf{2,356 \text{ g de MgCO}_3 \text{ hay en la muestra inicial}}$$

Por tanto la riqueza de esa muestra inicial, expresada en forma de MgCO₃ será:

$$\% \text{ MgCO}_3 = \frac{2,356}{2,816} \cdot 100 = \mathbf{83,66\% \text{ en MgCO}_3}$$

3º - En un matraz cerrado y a 120°C 0,16 g de metano, reaccionan totalmente con 0,96 g de oxígeno. La presión total antes de la reacción es de 1 atmósfera, los productos de la reacción se enfrían a 10°C de forma que el agua condensa, despreciando su presión de vapor a esa temperatura. Se pide:

- El volumen del matraz.
- La presión total después de la reacción a 120°C
- El número de moles totales en fase gaseosa existentes a 10°C
- La presión parcial del dióxido de carbono a 10°C

RESOLUCIÓN

En este caso nos dan las dos cantidades de los gases que reaccionan, por lo que antes de nada hemos de determinar si son las cantidades estequiométricas o bien sobra una cantidad de uno de los dos gases. Para

ello, planteamos la reacción, una vez calculados los números de moles de metano y de oxígeno:

$$n_{\text{METANO}} = \frac{0,16 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 0,01 \text{ moles de metano} \quad n_{\text{OXIGENO}} = \frac{0,96 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0,03 \text{ moles de oxígeno}$$

a) Para determinar el volumen del matraz, le aplicamos al número total de moles la ecuación general de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T ; 1 \cdot V = (0,01 + 0,03) \cdot 0,082 \cdot 393 ; \mathbf{V = 1,289 \text{ litros}}$$

b) Para los cálculos estequiométricos vamos a suponer que se termina todo el metano (reactivo limitante)



$\mathbf{X = 0,02 \text{ moles de oxígeno que se gastan}}$, por lo que nos **sobran: $0,03 - 0,02 = 0,01 \text{ moles de O}_2$**
(este dato nos confirma que efectivamente el reactivo limitante es en metano)

$\mathbf{Y = 0,01 \text{ moles de CO}_2 \text{ que se forman}}$

$\mathbf{Z = 0,02 \text{ moles de H}_2\text{O que se forman}}$

Después de la reacción tendremos en ese recipiente: 0,01 moles de O_2 ; 0,01 moles de CO_2 y 0,02 moles de H_2O , por lo que el número total de moles es: $(0,01 + 0,01 + 0,02) = 0,04 \text{ moles totales}$, es decir que no hay variación en el número total de moles, por lo que la presión después de producirse la reacción no varía, y sigue siendo la misma que la inicial: $\mathbf{P_{FINAL} = 1 \text{ atm}}$

c) Cuando la temperatura desciende a 10°C , se produce la condensación de los 0,02 moles de agua, por lo que en estado gaseoso solamente quedarán 0,01 moles de O_2 y 0,01 moles de CO_2

d) La presión parcial se determina aplicando la ecuación general de los gases ideales al CO_2 , teniendo en cuenta que el volumen del recipiente es 1,289 l:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T ; P \cdot 1,289 = 0,01 \cdot 0,082 \cdot 283 ; \mathbf{P_{CO_2} = 0,18 \text{ atm}}$$

4º - La combustión de 7,49 g de un compuesto orgánico formado por C, H y O produce 14,96 g de dióxido de carbono y 6,13 g de agua. Para determinar su peso molecular, se disuelven 19,04 g del mismo en 150 g de tetracloruro de carbono, obteniéndose un descenso del punto de congelación de $3,62^\circ\text{C}$.

Calcular sus fórmulas empírica y molecular.

DATOS: Pesos atómicos: C = 12,0; H = 1,0; O = 16,0. Constante crioscópica molal para el CCl_4 : $K_c = -5,02 \text{ }^\circ\text{C/m}$

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, pero el O que contenía el compuesto se repartirá entre ambos, junto con el O del aire necesario para la combustión, por lo que la cantidad de oxígeno se determinará por diferencia entre la cantidad inicial de muestra y las cantidades de C e H.

$$\text{g. de C en el CO}_2 = 14,96 \cdot \frac{12}{44} = 4,08 \text{ g de C} ; \quad \text{g. de H en el H}_2\text{O} = 6,13 \cdot \frac{2}{18} = 0,68 \text{ g de H}$$

por lo que la cantidad de O que había en la cantidad inicial del compuesto orgánico es:

$$7,49 - 4,08 - 0,68 = 2,73 \text{ g de O}$$

Teniendo en cuenta estas cantidades, determinamos el número de átomos gramo de cada elemento que hay en estas cantidades

$$\left. \begin{array}{l} \text{g de C: } \frac{4,08}{12} = 0,34 \\ \text{g de H: } \frac{0,68}{1} = 0,68 \\ \text{g de O: } \frac{2,729}{16} = 0,17 \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{C: } \frac{0,34}{0,17} = 2 \\ \text{H: } \frac{0,68}{0,17} = 4 \\ \text{O: } \frac{0,17}{0,17} = 1 \end{array} \quad \text{por lo que la formula empirica es: } \mathbf{(C_2H_4O)_x}$$

Para determinar el peso molecular de este hidrocarburo, hay que tener en cuenta la expresión que nos da

$$\text{el descenso del punto de congelación de una disolución: } \Delta T = -K \cdot m \implies \Delta T = -k \cdot \frac{\mathcal{G}_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot Kg_{\text{DVTE}}}$$

donde, al sustituir: $3,62 = 5,02 \cdot \frac{19,04}{Pm \cdot 0,15}$; $Pm = \frac{5,02 \cdot 19,04}{3,62 \cdot 0,150} \implies Pm = 176,02$

Para determinar su fórmula molecular, dado que se conoce el peso molecular es 176,02, por lo que:
 $176,02 = x \cdot (2 \cdot 12 + 4 \cdot 1 + 1 \cdot 16)$; $x = 4$ y así, la fórmula molecular es: **C₈H₁₆O₄**

5º - Se disuelven 54,9 g de hidróxido de potasio en la cantidad de agua precisa para obtener 500 mL de disolución. Calcule:

- La molaridad de la disolución.
 - El volumen de disolución de hidróxido de potasio necesario para preparar 300 mL de disolución 0,1 M.
 - Indique el material de laboratorio que utilizaría y qué haría para preparar la disolución inicial.
- DATOS: Pesos atómicos: H = 1,0 ; K = 39,0 ; O = 16,0**

RESOLUCIÓN

A) Para calcular la Molaridad de esta disolución de hidróxido de potasio, cuyo peso molecular o masa molecular media es: $KOH = 39,10 + 16,0 + 1,0 = 56,10$ g/mol, aplicamos la definición de la misma: N° de moles de soluto que hay en 1 litro de disolución, cuya fórmula es:

$$M = \frac{g_{\text{solute}}}{Pm_{\text{solute}} \cdot L_{\text{disoluc}}} = \frac{54,9}{56,10 \cdot 0,5}; \quad \mathbf{M = 1,96 \text{ Molar}}$$

B) Vamos a determinar la cantidad de soluto, hidróxido de potasio, que hay en esos 300 mL de la disolución 0,1 Molar a preparar, utilizando la expresión de la Molaridad:

Para calcular la Molaridad de esta disolución de hidróxido de bario, cuyo peso molecular o masa molecular media es: $Ba(OH)_2 = 137,34 + 2 \cdot 17 = 171,34$ g/mol, aplicamos la definición de la misma: N° de moles de soluto que hay en 1 litro de disolución, cuya fórmula es:

$$0,1 = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{56,10 \cdot 0,3} \quad \text{De donde: } g_{\text{SOLUTO}} = 1,68 \text{ g de KOH. Y esta cantidad la hemos de tomar de la}$$

disolución que nos dan, cuya molaridad hemos calculado antes, por lo que utilizando de nuevo la expresión de la molaridad, aplicada a la primera disolución, determinamos el volumen de la misma en el cual se encuentran esos 1,68 g de KOH: Para calcular la Molaridad de esta disolución de hidróxido de bario, cuyo peso molecular o masa molecular media es: $Ba(OH)_2 = 137,34 + 2 \cdot 17 = 171,34$ g/mol, aplicamos la definición de la misma: N° de moles de soluto que hay en 1 litro de disolución, cuya fórmula

$$\text{es: } 1,96 = \frac{1,68}{56,10 \cdot V_{\text{DISOLUCION}}}; \quad \text{de donde;}$$

$$V_{\text{DISOLUCION}} = 0,0153 \text{ Litros} = \mathbf{15,3 \text{ mL se necesitan}}$$

C) Se pesarían 54,9 g de hidróxido de potasio en una balanza utilizando un pesasustancias o vidrio de reloj. Se pasarían a un matraz aforado de 500 mL que estuviera lleno de agua hasta su mitad, aproximadamente, por medio de un embudo cónico y se agitaría hasta la completa disolución del soluto. Posteriormente se enrasaría dicho matraz aforado.

Material necesario: Balanza de laboratorio
Vidrio de reloj o pesasustancias y espátula
Matraz aforado de 500 mL
Embudo cónico
