

2ºE BACH - QUÍMICA - 1ª evaluación - 1-diciembre-2005

DATOS: pesos atómicos: Al = 27 ; Ar = 40,0 ; Be = 9,0 ; C = 12,0 ; Ca = 40,0 ; Cu = 63,5 ; Ge = 72,6 ; H = 1,0 ; N = 14,0 ; Ne = 20,0 ; O = 16,0 ; S = 32,0 ; Zn = 65,4
Constante crioscópica molal del agua: -1,86 °C/mol

1º - Una muestra de una aleación de aluminio y cobre (II), de un gramo de peso, fue disuelta en un ácido; la disolución resultante fue saturada de ácido sulfhídrico, posteriormente filtrada y el precipitado negro de sulfuro de cobre una vez seco pesó 95,5 mg. ¿Cual será el tanto por ciento de cobre en esa aleación?

RESOLUCIÓN

La cantidad de cobre existente en la muestra inicial se mantiene a través de todos los procesos, por lo que es la misma que existirá en el precipitado seco de sulfuro de cobre que obtenemos al final del análisis.

Esta cantidad se deduce del hecho que en cada mol de sulfuro de cobre(II) (CuS) (95,54 g que es su masa molecular) hay 1 átomo-gramo de cobre (63,54). Así:

$$\text{g de Cu en el CuS} = 0,0955 \cdot \frac{63,54}{95,54} = 0,0635 \text{ g de Cu} \text{ y esos mismos } 0,0635 \text{ g de cobre}$$

serán los existentes en 1 gramo de la muestra inicial de esa aleación, por lo que el porcentaje de cobre en la aleación objeto de análisis será:

$$\% \text{ de Cu} = \frac{0,0635}{1,0000} \cdot 100 = 6,35\% \text{ de Cu}$$

2º - En un proceso continuo de fabricación de cal viva (CaO), se introducen en un horno a 1000°C 1 t/h de caliza impura con un 90% de carbonato cálcico (CaCO₃), un 5% de materia inerte y un 5% de humedad. Se pide:

a) Escriba la reacción que tiene lugar en el horno

b) Los flujos máxicos de salida de sólidos y de gases del horno

e) Pureza de la cal viva considerando que la materia inerte de la caliza está incluida en el sólido.

d) Volumen del gas seco a la salida del horno en condiciones normales

DATOS: Masas atómicas del H, C; O y Ca: 1,0; 12,0; 16,0 y 40,0 g/mol. V molar = 22,4 m³/kmol.

RESOLUCIÓN:

A) La reacción que tiene lugar es: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

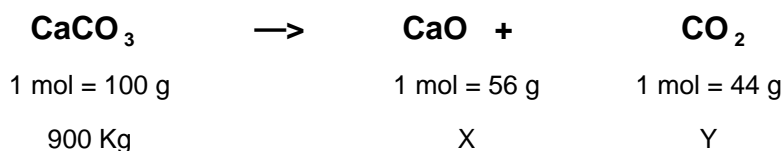
B) Si se alimenta el horno con 1 Tm/h, las cantidades de cada componente que entran por hora en el horno son:

CaCO₃ 90% de 1Tm/h = 900 Kg/h

Inertes: 5% de 1 Tm/h = 50 Kg/h

Humedad: 5% de 1 Tm/h = 50 Kg/h

Para calcular las cantidades que salen del horno, hemos de tener en cuenta la estequiometría de la reacción de descomposición de la caliza, y son:



$$\text{de donde } X = \frac{56 \text{ g} \cdot 900 \text{ Kg}}{100 \text{ g}} = 504 \text{ Kg/h de CaO} \quad Y = \frac{44 \text{ g} \cdot 900 \text{ Kg}}{100 \text{ g}} = 396 \text{ Kg/h de CO}_2$$

Por tanto, la cantidad de sólidos que salen corresponden a la cal formada (504 Kg/h) y los inertes (50 Kg/h) es decir:

FLUJO DE SÓLIDOS = 504 Kg/H de CaO + 50 Kg/h de inertes = 554 Kg/h de sólidos

La cantidad de gases corresponde al CO₂ (396 Kg/h) y a la humedad (50 Kg/h) pues a 1000°C el agua está en forma de vapor:

FLUJO DE GASES = 396 Kg/H de CO₂ + 50 Kg/h de vapor de agua = 546 Kg/h de gases

C) La pureza de la cal la obtenemos teniendo en cuenta que salen 504 Kg/h de cal en un total de 554 Kg/h de sólidos:

$$\text{Pureza} = \frac{504}{554} \cdot 100 = \mathbf{90,97\% \text{ de pureza de la cal obtenida}}$$

D) El gas seco es el gas exento de humedad, es decir, el CO₂, y su volumen se puede determinar mediante la ecuación general de los gases ideales, o bien teniendo en cuenta el dato que nos dan del volumen molar.

$$P \cdot V = \frac{\text{gramos}}{Pm} \cdot R \cdot T \Rightarrow 1 \cdot V = \frac{396000}{44} \cdot 0,082 \cdot 1273; \mathbf{V = 201474 \text{ l} = 201,47 \text{ m}^3 \text{ de CO}_2}$$

3º - Se mezcla un litro de ácido nítrico de densidad 1,38 g/mL y 62,7% de riqueza con un litro de otro ácido nítrico de densidad 1,13 g/mL y 22,38% de riqueza. La densidad de la disolución de ácido nítrico resultante es de 1,276 g/mL. Hallar: a) La concentración en tanto por ciento de esa disolución final. b) El volumen de la disolución final. e) Su molaridad. Datos: Masas atómicas: N=14; O=16; H=1.

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 62,7% de riqueza y densidad 1,38 g/ml:

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa (g)	865,26 +	514,74 =	1380
Volumen(mL)	----	514,74	1000

$$d = \frac{m}{V}; 1,38 = \frac{m}{1000}; \mathbf{m = 1380 \text{ g}}$$

$$\mathbf{g_{SOLUTO} = \frac{62,7}{100} \cdot 1380 = 865,26 \text{ g}}$$

DISOLUCIÓN B) 1 litro del 22,38% de riqueza y densidad 1,13 g/ml:

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa (g)	252,89 +	877,11 =	1130
Volumen(mL)	----	877,11	1000

$$d = \frac{m}{V}; 1,13 = \frac{m}{1000}; \mathbf{m = 1130 \text{ g}}$$

$$\mathbf{g_{SOLUTO} = \frac{22,38}{100} \cdot 1130 = 252,89 \text{ g}}$$

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 = 1,276 g/mL), de manera que nos quedará:

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa (g)	865,26 + 252,89 = 1118,15 g	514,74 + 877,11 = 1391,85 g	1380 + 1130 = 2510 g
Volumen(mL)		1391,85 mL	1967,1 mL

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

$$d = \frac{m}{V}; 1,276 = \frac{2510}{V}; V = \frac{2510}{1,276}; \mathbf{V_{FINAL} = 1967,1 \text{ mL}}$$

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:

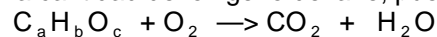
$$\text{RIQUEZA: \%} = \frac{1118,15}{2510} \cdot 100 = \mathbf{44,55\%}$$

$$\text{MOLARIDAD: } M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUCION}}} = \frac{1118,15}{63.1,967} ; \mathbf{M = 9,02 \text{ Molar}}$$

4º - Se queman 24,8 g de un compuesto orgánico formado por C, H y O, obteniéndose 35,2 g de dióxido de carbono y 21,6 g de agua. Si se sabe, además, que al disolver 93 g de dicho compuesto en 250 ml de agua el punto de congelación de ésta desciende hasta los -11,16°C, Determine las fórmulas empírica y molecular de dicho compuesto.

RESOLUCIÓN.

Las cantidades de C y de H que hay en la muestra inicial son las mismas que hay en el CO₂ y en el H₂O, respectivamente, que se obtienen al quemar dicho compuesto, mientras que la cantidad de oxígeno que formaba parte de los 24,8 g de la muestra será la diferencia entre esos 24,8 g y la cantidad total de C e H. Esta cantidad de oxígeno no podemos calcularla de la misma forma que el C y el H ya que en la combustión interviene además alguna cantidad del oxígeno del aire, pues la reacción de combustión es:



$$\text{g de C que hay en los 35,2 g de CO}_2 = 35,2 \cdot \frac{12}{44} = 9,6 \text{ g de C}$$

$$\text{g de H que hay en los 21,6 g de H}_2\text{O} = 21,6 \cdot \frac{2}{18} = 2,4 \text{ g de H}$$

$$\text{g de O que hay en la muestra inicial} = 24,8 - 9,6 - 2,4 = 12,8 \text{ g de O}$$

Calculamos ahora cuantos átomos-gramo de cada uno de estos tres elementos hay en esas cantidades, con lo que ya tendremos la fórmula empírica, en la cual, para que nos aparezcan los subíndices como números enteros debemos suponer que hay un átomo del elemento que menos tenga, para lo cual debemos dividir las tres cantidades obtenidas por la más pequeña de ellas:

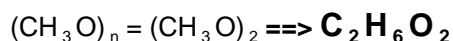
$$\left. \begin{array}{l} \text{at - g de C} = \frac{9,6}{12} = 0,80 \\ \text{at - g de H} = \frac{2,4}{1} = 2,40 \\ \text{at - g de O} = \frac{12,8}{16} = 0,80 \end{array} \right\} C_{0,80} H_{2,40} O_{0,80} \Rightarrow C_{\frac{0,80}{0,80}} H_{\frac{2,40}{0,80}} O_{\frac{0,80}{0,80}} \Rightarrow \mathbf{(CH_3O)_n}$$

Para determinar la fórmula molecular, calculamos el peso molecular a partir de los datos sobre el descenso del punto de congelación de esa disolución, y es:

$$\Delta T = k \cdot m ; \Delta T = K \cdot \frac{g}{Pm \cdot Kg_{DVE}} \Rightarrow -11,16 = -1,86 \cdot \frac{93}{Pm \cdot 0,25} \Rightarrow Pm = \frac{1,86 \cdot 93}{11,16 \cdot 0,25} = 62 \text{ y este peso molecular debe}$$

ser también el mismo que se calcula a partir de la fórmula empírica:

$$n \cdot (1 \cdot 12 + 3 \cdot 1 + 1 \cdot 16) = 62 ; 31 \cdot n = 62 \text{ de donde } n = 2 \text{ y así, la fórmula molecular es:}$$



5º - Un matraz de once litros contiene 20 g. de gas neón y un peso desconocido de hidrógeno. Teniendo en cuenta que la densidad de la mezcla es 0,002 g/mL a 0°C Calcular: a) La masa molecular media. b) El número de gramos de hidrógeno presentes. c) La presión en el interior del matraz.

RESOLUCIÓN

La cantidad de Hidrógeno se obtiene a partir de la expresión de la densidad:

$$d = \frac{m}{V} ; 0,002 = \frac{20 + x}{11000} ; \text{ siendo } x \text{ la cantidad de hidrógeno, } \mathbf{X = 2 \text{ g de H}_2}$$

Para determinar la presión en el interior del matraz, utilizamos la Ley de Dalton de las Presiones parciales: $P_{\text{TOTAL}} = P_{\text{NEON}} + P_{\text{HIDROGENO}}$ pudiendo calcular estas dos presiones parciales por medio de la

ecuación de Clapeyron: $P \cdot V = \frac{g}{Pm} \cdot R \cdot T$

$$P_{\text{NEON}} \cdot 11 = \frac{20}{20} \cdot 0,082 \cdot 273 ; P_{\text{NEON}} = 2,03 \text{ Atm}$$

$$P_{\text{HIDROGENO}} \cdot 11 = \frac{2}{2} \cdot 0,082 \cdot 273 ; P_{\text{HIDRÓGENO}} = 2,03 \text{ Atm}$$

Y así, la presión total es: $P_{\text{total}} = 2,03 + 2,03 = 4,06 \text{ atm}$

La masa molecular media se puede calcular con la ecuación de Clapeyron:

$$P \cdot V = \frac{g}{Pm} \cdot R \cdot T \Rightarrow P \cdot Pm = \frac{g}{V} \cdot R \cdot T \Rightarrow P \cdot Pm = d \cdot R \cdot T \quad \text{donde, al sustituir, teniendo, en}$$

cuenta las unidades de la densidad, es: $0,002 \frac{g}{mL} = 2 \frac{g}{\text{Litro}}$: nos quedará:

$$4,06 \cdot Pm = 2 \cdot 0,082 \cdot 273 ; Pm = 11,03 , \text{ que es la masa molecular media}$$