

2º C-D BACHILLERATO - QUÍMICA - 1ª evaluación - (26-noviembre 2.010)

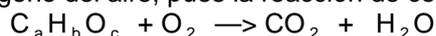
- 1º- Se queman 24,8 g de un compuesto orgánico formado por C, H y O, obteniéndose 35,2 g de dióxido de carbono y 21,6 g de agua. Si se sabe, además, que al disolver 93 g de dicho compuesto en 250 ml de agua el punto de congelación de ésta desciende hasta los $-11,16^{\circ}\text{C}$, Determine las fórmulas empírica y molecular de dicho compuesto.
DATOS: Pesos atómicos: C = 12,0 ; H = 1,0 ; O = 16,0 .Constante crioscópica molal del agua: $-1,86^{\circ}\text{C/mol}$
- 2º- 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
- 3º- Una muestra de una aleación de aluminio y cobre, 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(II) una vez seco pesó 95,5 mg. ¿Cual será el tanto por ciento de cobre en esa aleación?
DATOS: Pesos atómicos: Al = 27,0 ; Cu = 63,54
- 4º- El carbonato amónico se descompone con el calor en agua y en los productos gaseosos dióxido de carbono y amoniaco. Se parte de 200 g de un mineral del 60% de riqueza en carbonato amónico, y los gases originados se recogen en un recipiente cerrado de 15 L, Si el rendimiento de esa reacción es del 80%, calcular:
a) La presión total (en mm Hg) en ese recipiente al final de la reacción, a una temperatura de 30°C
b) La cantidad de ese mineral que se hubiera necesitado para obtener 1 litro de amoniaco (medido a 25°C y 700 mm Hg).
DATOS: Pesos atómicos: C = 12,0 ; N = 14,0 ; O = 16,0 ; H = 1,0
- 5º- A) Indique razonadamente si existen o no los elementos que posean los números cuánticos de su electrón diferenciador que se indican. En caso afirmativo represente su configuración electrónica, e indique a qué grupo y periodo pertenecen. ¿Cuales son esos elementos? a) $n = 2; l = 2; m = -2$ y $s = -1/2$ b) $n = 4; l = 2; m = 0$ y $s = +1/2$
B) Indique el significado de los números cuánticos de acuerdo con la teoría atómica de Bohr

SOLUCIONES

- 1º- 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 $-11,16^{\circ}\text{C}$, 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 CO_2 y en el H_2O , 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:



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

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

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

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:

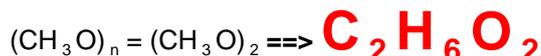
$$\left. \begin{aligned} at - gdeC &= \frac{9,6}{12} = 0,80 \\ at - gdeH &= \frac{2,4}{1} = 2,40 \\ at - gdeO &= \frac{12,8}{16} = 0,80 \end{aligned} \right\} C_{0,80}H_{2,40}O_{0,80} \Rightarrow C_{\frac{0,80}{0,80}}H_{\frac{2,40}{0,80}}O_{\frac{0,80}{0,80}} \Rightarrow (\text{CH}_3\text{O})_n$$

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:

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



2º- 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 g 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	+ A: 118,08 g disolvente	= 174,0 g
	B: 12,66 g soluto	+ B: 90,34 g disolvente	= 103,0 g
	C: 10,00 g soluto	+ C: 0,00 g disolvente	= 10,0 g
	D: 0,00 g soluto	+ D: 200,00 g disolvente	= 200,0 g
	-----	-----	
	TOTAL: 78,58 g soluto	TOTAL: 408,42 g dislvnte	= 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:

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

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

$$\text{Molaridad: } M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \text{ litro}_{\text{DISOLUC}}}; M = \frac{78,58}{74,5 \cdot 0,453} \quad \mathbf{M = 2,33 \text{ Molar}}$$

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

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

30- Una muestra de una aleación de aluminio y cobre, 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(II) 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:

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

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

$$\text{y por tanto: } \% \text{ de Al} = 100 - 6,35 = \mathbf{93,65\% \text{ de Al}}$$

40- El carbonato amónico se descompone con el calor en agua y en los productos gaseosos dióxido de carbono y amoníaco. Se parte de 200 g de un mineral del 60% de riqueza en carbonato amónico, y los gases originados se recogen en un recipiente cerrado de 15 L, Si el rendimiento de esa reacción es del 80%, calcular:

- a) La presión total (en mm Hg) en ese recipiente al final de la reacción, a una temperatura de 30°C
 b) La cantidad de ese mineral que se hubiera necesitado para obtener 1 litro de amoníaco (medido a 25°C y 700 mm Hg).

DATOS: Pesos atómicos: C = 12,0 ; N = 14,0 ; O = 16,0 ; H = 1,0

RESOLUCIÓN

La cantidad de carbonato de amonio puro que contienen el minerales el 60% de la cantidad del mismo, y es:

$$200 \cdot \frac{60}{100} = 120 \text{ g de } (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \text{ puro hay en la muestra}$$

La reacción que tiene lugar es:

$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	---->	$\text{CO}_2 +$	$\text{H}_2\text{O} +$	$2.\text{NH}_3$
1 mol = 96 g		1 mol = 44 g	1 mol = 18 g	2 mol = 2.17= 34 g
120 g		X	Y	Z

Vamos a determinar las cantidades de gases desprendidas expresándolas en moles, así, tendremos:

CO₂ $X = \frac{120.1}{96} = 1,25$ moles, pero como el rendimiento del proceso es del 80%, solamente

obtendremos el 80% de dicha cantidad, que será: $1,25 \cdot \frac{80}{100} = 1 \text{ mol de CO}_2 \text{ se obtendrá}$

realmente

NH₃ $Z = \frac{120.2}{96} = 2,5$ moles, pero como el rendimiento del proceso es del 80%, solamente

obtendremos el 80% de dicha cantidad, que será: $2,5 \cdot \frac{80}{100} = 2 \text{ moles de NH}_3 \text{ se obtendrá}$

realmente

La presión ejercida por esa cantidad total de gas se determina aplicando la ecuación general de los gases ideales: $P \cdot 15 = (1 + 2) \cdot 0,082 \cdot 303$: **$P_{\text{TOTAL}} = 4,97 \text{ atm} = 3776 \text{ mm Hg}$**

B) La cantidad de amoníaco que hemos de obtener se calcula también por medio de la ecuación general de los

gases ideales: $\frac{700}{760} \cdot 1 = n \cdot 0,082 \cdot 298$; de donde: **$n = 0,0377 \text{ moles} = 0,64 \text{ g de NH}_3$**

Y con esta cantidad, teniendo presente otra vez la estequiometría de la reacción:

$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	---->	$\text{CO}_2 +$	$\text{H}_2\text{O} +$	$2.\text{NH}_3$
1 mol = 96 g		1 mol = 44 g	1 mol = 18 g	2 mol = 2.17= 34 g
X		Y	Z	0,0377 moles

$$X = \frac{96 \cdot 0,0377}{2} = 1,81 \text{ g de } (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \text{ si el rendimiento fuera del 100\%, pero al ser solamente del 80\%,}$$

necesitaremos más cantidad del reactivo:
$$\left. \begin{array}{l} 100 - - - 80 \\ x - - - 1,81 \end{array} \right\} x = \frac{1,81 \cdot 100}{80} = 2,26 \text{ g de reactivo puro, y puesto que}$$

el mineral tiene una riqueza del 60%, la cantidad del mismo que tenemos que coger para tener esos 2,26 g es:

$$\left. \begin{array}{l} 100 - - - 60 \\ x - - - 2,26 \end{array} \right\} x = \frac{2,26 \cdot 100}{60} = \mathbf{3,77 \text{ g de mineral se necesitan}}$$

5º- a) Indique razonadamente si existen o no los elementos que posean los números cuánticos de su electrón diferenciador que se indican. En caso afirmativo represente sus configuraciones electrónicas, e indique a que grupo y periodo pertenecen. ¿Cuales son esos elementos? a) $n = 2; l = 2; m = -2$ y $s = -1/2$ b) $n = 4; l = 2; m = 0$ y $s = +1/2$

B) Indique el significado de los números cuánticos de acuerdo con la teoría atómica de Bohr

A) RESOLUCIÓN

a) $n = 2; l = 2; m = -2$ y $s = -1/2$ **NO EXISTE** ningún electrón que tenga esos números cuánticos ya que los valores del nº cuántico secundario "l" van desde 0 hasta (n - 1), por lo que si n = 2, los posibles valores de "l" serán 0 y 1, pero nunca 2

b) $n = 4; l = 2; m = 0$ y $s = +1/2$ Corresponde al electrón **4d³** (n = 4; l = 2 => d), y dado que los valores de "m" y "s", ordenados, son: (-2, -1/2), (-1, -1/2), (0, -1/2), (+1, -1/2), (+2, -1/2), (-2, +1/2), (-1, +1/2), **(0, +1/2)**, (+1, +1/2), (+2, +1/2), así pues, se trata del 8º electrón.

m = -2	m = -1	m = 0	m = +1	m = +2
spin = -1/2, +1/2	spin = -1/2, +1/2	spin = -1/2, +1/2	spin = -1/2	spin = -1/2
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

Su configuración electrónica total es:



Se encuentra en el **5º periodo** (el nº cuántico principal más alto es el 5) y en la 8ª columna de las "d" (**grupo 5 ó 5b**): Se trata del **PALADIO**