

2º C-D-E - BACHILLERATO - QUÍMICA - 30-NOVIEMBRE -2007- Problemas

- 1º - En un recipiente de 20 litros, cerrado y vacío, se introducen 3,0 g de etano, 2,9 g de butano y 26 g de oxígeno. Se produce la combustión de la mezcla a una temperatura de 273°C. Calcular la composición de la mezcla así como la presión total una vez finalizada la combustión a esa temperatura. Si posteriormente se enfría hasta 0°C ¿Cual será la presión parcial de cada gas en ese recipiente?
- 2º - Al tratar hidruro cálcico, (CaH₂), con agua se forma hidróxido cálcico, (Ca(OH)₂), y se desprende hidrógeno. a) Ajustar la reacción; b) ¿Qué cantidad de hidruro cálcico de un 87% de pureza se necesitará para obtener 2 m³ de hidrógeno medidos a 25 °C y 720 mm de Hg, Si el rendimiento de la reacción es del 90%?
- 3º - Se disuelve 1 g de una aleación de duraluminio (Al-Cu) en 20 mL de solución acuosa de HNO₃. La solución resultante se satura con una corriente de H₂S, con lo que precipita cuantitativamente todo el Cu²⁺ como sulfuro de cobre(II), éste una vez separado y seco arroja un peso de 95,5 mg. ¿Cual es la composición en % de la aleación inicial?
- 4º - El análisis de una piedra caliza refleja que está compuesta de un 94,52% de CaCO₃, un 4,16% de MgCO₃ y un 1,32% de inertes. La descomposición térmica de la piedra genera CaO, MgO y CO₂, con un rendimiento de un 56%. Calcular: a) ¿Cuántas Tm de CaO se obtendrán a partir de 4 Tm de dicha caliza?, b) ¿Qué volumen de CO₂ recogido sobre agua a 760 mm Hg y 20°C se obtiene con 100 g de caliza? (
- 5º - Se dispone de tres disoluciones de hidróxido de bario de las siguientes características:
Disolución A: 1,60 M y d = 1,100 g/ml; Disolución B: 2,50 M y d = 1,500 g/ml y Disolución C. 28% en peso y d = 1,200 g/ml.
Se toman 200 ml de A, 150 ml de B, 100 ml de C añadiéndole después agua hasta completar 500 ml. Sabiendo que la disolución resultante tiene una densidad de 1,215 g/ml. Calcule la Molaridad y % en peso de la disolución resultante.

DATOS: Pesos atómicos: Al = 27,0 ; Ba = 137,3 ; C = 12,0 ; Ca = 40,0 ; Cl = 35,5 ; Cu = 63,5 ; H = 1,0 ; I = 127,0 ; Mg = 24,3 ; N = 14,0 ; Na = 23,0 ; O = 16,0 ; S = 32,0 ; Zn = 65,3
Presiones de vapor del agua a 0° C = 0 mm Hg; 10° C = 9,2 mm Hg; 20° C = 17,5 mm Hg

SOLUCIONES

- 1º - En un recipiente de 20 litros, cerrado y vacío, se introducen 3,0 g de etano, 2,9 g de butano y 26 g de oxígeno. Se produce la combustión de la mezcla a una temperatura de 273°C. Calcular la composición de la mezcla así como la presión total una vez finalizada la combustión a esa temperatura. Si posteriormente se enfría hasta 0°C ¿Cual será la presión parcial de cada gas en ese recipiente?

RESOLUCIÓN

Las correspondientes reacciones estequiométricas de ambos hidrocarburos son:

Para la combustión del etano:

C₂H₆ +	7/2 O₂ ----->	2 CO₂ +	3 H₂O
1 mol = 30 g	7/2 mol = 112 g	2 mol = 88 g	3 mol = 54 g
3,0 g	X	Y	Z

$$\text{De donde: } X = \frac{3,0 \cdot 112}{30} = 11,2 \text{ g de O}_2 \text{ se gastan en esta combustión}$$

$$Y = \frac{3,0 \cdot 88}{30} = 8,8 \text{ g de CO}_2 \text{ se obtienen en esta combustión}$$

$$Z = \frac{3,0 \cdot 54}{30} = 5,4 \text{ g de H}_2\text{O se obtienen en esta combustión}$$

Para la combustión del butano:

C₄H₁₀ +	13/2 O₂ ----->	4 CO₂ +	5 H₂O
1 mol = 58 g	13/2 mol = 208 g	4 mol = 176 g	5 mol = 90 g
2,9 g	X	Y	Z

$$\text{De donde: } X = \frac{2,9 \cdot 208}{58} = 10,4 \text{ g de O}_2 \text{ se gastan en esta combustión}$$

$$Y = \frac{2,9 \cdot 176}{58} = 8,8 \text{ g de CO}_2 \text{ se obtienen en esta combustión}$$

$$Z = \frac{2,9 \cdot 90}{58} = 4,5 \text{ g de H}_2\text{O se obtienen en esta combustión}$$

Por tanto, la mezcla final después de la combustión estará formada por:

Oxígeno que no se haya consumido: $26 - 11,2 - 10,4 = 4,4 \text{ g de O}_2 = \frac{4,4}{32} = 0,1375 \text{ moles de O}_2$

El CO_2 procedente de ambas combustiones: $8,8 + 8,8 = 17,6 \text{ g de CO}_2 = \frac{17,6}{44} = 0,4 \text{ moles de CO}_2$

El H_2O procedente de ambas combustiones: $5,4 + 4,5 = 9,9 \text{ g de H}_2\text{O} = \frac{9,9}{18} = 0,55 \text{ moles de CO}_2$

Estos tres componentes se encuentran en estado gaseoso a $273^\circ\text{C} = 546^\circ\text{K}$, por lo que la presión total se calcula aplicando la ecuación general de los gases ideales:

$$P \cdot 20 = (0,1375 + 0,4 + 0,55) \cdot 0,082 \cdot 546 ; \mathbf{P_{TOTAL} = 2,43 \text{ atm}}$$

b) Si se enfría el recipiente hasta 0°C , el agua se condensa, con lo que solamente quedarían en estado gaseoso el Oxígeno (0,1375 moles) y el CO_2 (0,4 moles), de manera que podremos calcular las respectivas presiones parciales aplicándole a cada uno la ecuación general de los gases:

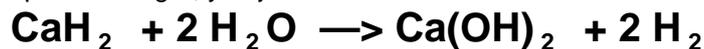
$$\text{OXÍGENO: } P_{\text{O}_2} \cdot 20 = 0,1375 \cdot 0,082 \cdot 273 ; \mathbf{P_{\text{O}_2} = 0,154 \text{ atm}}$$

$$\text{CO}_2 \quad P_{\text{CO}_2} \cdot 20 = 0,4 \cdot 0,082 \cdot 273 ; \mathbf{P_{\text{CO}_2} = 0,45 \text{ atm}}$$

2º -Al tratar hidruro cálcico, (CaH_2), con agua se forma hidróxido cálcico, (Ca(OH)_2), y se desprende hidrógeno. a) Ajustar la reacción; b) ¿Qué cantidad de hidruro cálcico de un 87% de pureza se necesitará para obtener 2 m^3 de hidrógeno medidos a 25°C y 720 mm de Hg , Si el rendimiento de la reacción es del 90%? (Datos: $\text{H} = 1$; $\text{Ca} = 40,08$).

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar, ya ajustada es:



Para determinar la cantidad de Hidruro de calcio que se necesita, hemos de tener en cuenta la estequiometría de la reacción, para lo cual previamente vamos a calcular el nº de moles (o de gramos) de Hidrógeno que hay en el volumen dado, utilizando para ello la ecuación general de los gases:

$$P \cdot V = \frac{g}{Pm} \cdot R \cdot T \implies \frac{720}{760} \cdot 2000 = \frac{g}{2} \cdot 0,082 \cdot 298 ; \mathbf{g = 155,08 \text{ g de H}_2}$$

Y con esta cantidad, ya podemos tener en cuenta la estequiometría de la reacción para calcular la cantidad de CaH_2 puro que se necesita:

$\text{CaH}_2 +$	$2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$\text{Ca(OH)}_2 +$	2H_2
1 mol = 42,08 g	2 moles	1 mol	2 moles = 4 g
X			155,08

de donde: $X = \frac{155,08 \cdot 42,08}{4} = 1631,41 \text{ gramos de CaH}_2$ puro que se necesita con un rendimiento del 100%,

pero como el rendimiento es solamente del 90%:

100 g CaH_2 iniciales	- - - -	90 g de CaH_2 reaccionan	}
X	- - - - -	1631,41	

de donde $X = 181,68 \text{ g de CaH}_2$ puro que se necesita para esta reacción

Pero como el mineral de que se dispone tiene una riqueza del 87%, tendremos que:

100 g mineral	- - - -	87 g de CaH_2 puro	}
X	- - - - -	1812,68	

$X = 2083,54 \text{ g de ese mineral de CaH}_2$ se necesitarán

presión total (760 mm) será igual a la suma de las presiones parciales de ambos gases:

$$P_t = P_{\text{AGUA}} + P_{\text{CO}_2}; \quad 760 = 17,54 + P_{\text{CO}_2}; \quad P_{\text{CO}_2} = 760 - 17,54 = 742,46 \text{ mm Hg}$$

Y una vez conocida ya la presión del dióxido de carbono, le aplicamos la Ecuación general de los gases ideales, teniendo en cuenta que conocemos la presión (742,46 mm Hg), el nº de moles de CO₂: 22.282 moles y la temperatura: 293°K, y así:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{742,46}{760} \cdot V = 22278 \cdot 0,082 \cdot 293 \quad V = 5479896 \text{ litros de CO}_2 \text{ con 4 Tm;}$$

$$\text{Con 100 g de caliza serán: } \frac{5479896}{4000000} \cdot 100 = \mathbf{137 \text{ litros de CO}_2 \text{ por cada 100 g de caliza}}$$

5º - Se dispone de tres disoluciones de hidróxido de bario de las siguientes características:

A: 1,60 M y d = 1,100 g/ml

B: 2,50 M y d = 1,500 g/ml

C. 28% en peso y d = 1,200 g/ml.

Se toman 200 ml de A, 150 ml de B, 100 ml de C añadiéndole después agua hasta completar 500 ml.

Sabiendo que la disolución resultante tiene una densidad de 1,215 g/ml. Calcule la Molaridad y % en peso de la disolución resultante.

RESOLUCIÓN:

Vamos a calcular las cantidades de soluto: Ba(OH)₂, cuyo peso molecular es: 137,34 + 2.16,00 + 2.1,00 = **171,34**, que se toman con cada una de las tres disoluciones para determinar la cantidad total del mismo en la disolución final:

DISOLUCIÓN A: 200 ml de disolución 1,60 Molar y d=1,100 g/ml

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa(g)	54,83	165,17	220,00 g
Volumen (ml)			200 ml

La masa de disolución se determina con la densidad:

$$d = \frac{m}{V}; \quad m = V \cdot d = 200 \cdot 1,100 = 220 \text{ g}$$

La cantidad de soluto, se calcula partiendo de la expresión de la Molaridad:

$$M = \frac{g_s}{Pm_s \cdot L_{\text{DSL}}}; \quad g_{\text{SOLUTO}} = M \cdot Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUCION}} = 1,60 \cdot 171,34 \cdot 0,2 = 54,83 \text{ g de soluto} \quad \text{y la cantidad de}$$

disolvente será la diferencia entre la cantidad de disolución y la de soluto

$$g_{\text{DISOLVENTE}} = g_{\text{DISOLUCION}} - g_{\text{SOLUTO}} = 220,00 - 54,83 = \mathbf{165,17 \text{ g de disolvente}}$$

DISOLUCIÓN B: 150 ml de disolución 2,50 Molar y d=1,500 g/ml

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa(g)	64,25	160,75	225,00 g
Volumen (ml)			150 ml

La masa de disolución se determina con la densidad:

$$d = \frac{m}{V}; \quad m = V \cdot d = 150 \cdot 1,500 = 225 \text{ g}$$

La cantidad de soluto, se calcula partiendo de la expresión de la Molaridad:

$$M = \frac{g_s}{Pm_s \cdot L_{\text{DSL}}}; \quad g_{\text{SOLUTO}} = M \cdot Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUCION}} = 2,50 \cdot 171,34 \cdot 0,15 = 64,25 \text{ g de soluto} \quad \text{y la cantidad}$$

de disolvente será la diferencia entre la cantidad de disolución y la de soluto

$$g_{\text{DISOLVENTE}} = g_{\text{DISOLUCION}} - g_{\text{SOLUTO}} = 225,00 - 64,25 = \mathbf{160,75 \text{ g de disolvente}}$$

DISOLUCIÓN C: 100 ml de disolución 28,00% en peso y d=1,200 g/ml

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa(g)	33,60	86,40	120,00 g
Volumen (ml)			100 ml

La masa de disolución se determina con la densidad:

$$d = \frac{m}{V}; \quad m = V \cdot d = 100 \cdot 1,200 = 120 \text{ g}$$

La cantidad de soluto, se calcula sabiendo que el 28,00% de la masa de la disolución (120,00 g) es de soluto:

$$g_{\text{SOLUTO}} = \frac{28,00}{100} \cdot g_{\text{DISOLUCION}} = \frac{28,00}{100} \cdot 120,00 = 33,60 \text{ g de soluto}$$

y la cantidad de disolvente será la diferencia entre la cantidad de disolución y la de soluto

$$g_{\text{DISOLVENTE}} = g_{\text{DISOLUCIÓN}} - g_{\text{SOLUTO}} = 120,00 - 33,60 = 86,40 \text{ g de disolvente}$$

Y estas tres cantidades son las que constituyen la disolución final:

$$g_{\text{SOLUTO}} = 54,83 + 64,25 + 33,60 = 152,68 \text{ gramos de soluto}$$

$$\text{Volumen de disolución} = 200 + 150 + 100 + \text{agua} = 500 \text{ ml de disolución}$$

$$\text{La masa de disolución se determina con la densidad: } d = \frac{m}{V}; m = V \cdot d = 500 \cdot 1,215 = 607,5 \text{ g}$$

Por lo que la cantidad de disolvente será la diferencia entre la cantidad de disolución y la de soluto

$$g_{\text{DISOLVENTE}} = g_{\text{DISOLUCIÓN}} - g_{\text{SOLUTO}} = 607,5 - 152,68 = 454,82 \text{ g de disolvente}$$

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa(g)	152,68	454,82	607,5 g
Volumen (ml)			500 ml

Con estos datos, podemos calcular ya la Molaridad y % en peso:

$$M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUCION}}} = \frac{152,68}{171,34 \cdot 0,500} = 1,78 \text{ Molar}$$

$$\% \text{ en peso} = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{g_{\text{DISOLUCION}}} \cdot 100 = \frac{152,68}{607,5} \cdot 100 = 25,13\%$$