

2º C BACHILLERATO - QUÍMICA - 1ª evaluación - (16 - noviembre 2.009)

- 1º - Al quemar completamente un hidrocarburo (formado exclusivamente por carbono e hidrógeno) se obtienen 2,200 gramos de óxido de carbono(IV) y 1,125 gramos de agua. Determinar la fórmula empírica del compuesto.
- 2º - En un recipiente de 10 litros de capacidad se colocan 0,35 moles de hidrógeno, 21,0 g de nitrógeno y 22,4 l de dióxido de carbono medidos en condiciones normales. Si ponemos dicha mezcla a 25°C, determinar la presión total y las presiones parciales de dichos gases.
- 3º - Una muestra conteniendo 1,86 g de hierro metal reacciona con azufre produciendo 3,46 g de sulfuro de hierro. Determinar la fórmula empírica de este compuesto.
- 4º - Calcular la MOLARIDAD, molalidad y fracción molar de una disolución de ácido sulfúrico del 20,0% en peso y densidad 1,14 g/ml.
- 5º - ¿Qué diferencia hay entre fenómeno físico y fenómeno químico? Cite dos ejemplos de cada uno. ¿Podría darse algún caso en el cual se produjera un fenómeno que fuese a la vez físico o químico?
- 6º - Deducir el valor de la constante de los gases ideales "R".

PESOS ATOMICOS: Al = 27,0 ; C = 12,0 ; Fe = 56,0 ; H = 1,0 ; O = 16,0 ; S = 32,0 ;

SOLUCIONES

- 1º - Al quemar completamente un hidrocarburo (formado exclusivamente por carbono e hidrógeno) se obtienen 2,200 gramos de óxido de carbono(IV) y 1,125 gramos de agua. Determinar la fórmula empírica del compuesto.

RESOLUCIÓN

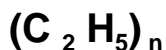
Al quemarse el compuesto, todo el C irá a parar al dióxido de carbono y todo el H irá al agua, por lo que las cantidades de ambos elementos pueden determinarse directamente a partir de las cantidades de agua y dióxido de carbono obtenidas en la combustión,

$$\text{g. de C en el CO}_2 = 2,200 \cdot \frac{12}{44} = 0,600 \text{ g de C ; g. de H en el H}_2\text{O} = 1,125 \cdot \frac{2}{18} = 0,125 \text{ g de H}$$

Teniendo en cuenta las cantidades de ambos elementos, determinamos el número de átomos por gramo de cada uno que hay en ellas

$$\left. \begin{array}{l} \text{g de C: } \frac{0,600}{12} = 0,05 \\ \text{g de H: } \frac{0,125}{1} = 0,125 \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{C: } \frac{0,05}{0,05} = 1 \\ \text{H: } \frac{0,125}{0,05} = 2,5 \end{array} \quad \text{por lo que la fórmula empírica es: } \quad \text{C}_1\text{H}_{2,5}$$

y dado que el número de átomos de cada elemento debe ser siempre un número entero, hemos de multiplicar por dos ambos subíndices, por lo que la fórmula empírica que buscamos es;



- 2º - En un recipiente de 10 litros de capacidad se colocan 0,35 moles de hidrógeno, 21,0 g de nitrógeno y 22,4 l de dióxido de carbono medidos en condiciones normales. Si ponemos dicha mezcla a 25°C, determinar la presión total y las presiones parciales de dichos gases.

RESOLUCIÓN

Las presiones parciales de los tres gases se determinan aplicando a las cantidades que nos dan de esos tres gases la ecuación general de los gases ideales en cualquiera de sus tres formas:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P' \cdot V'}{T'} \quad , \quad P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \text{o bien: } P \cdot V = \frac{g}{P_m} \cdot R \cdot T$$

- Hidrógeno (H₂) $P_m = 2$ $P \cdot 10 = 0,35 \cdot 0,082 \cdot 298$; $P_{\text{H}_2} = 0,855 \text{ atm}$

- Nitrógeno (N₂) $P_m = 28$; $P \cdot 10 = \frac{21,0}{28} \cdot 0,082 \cdot 298$; $P_{\text{N}_2} = 1,833 \text{ atm}$

- Dióxido de carbono (CO₂): 22,4 L en C.N., por lo que tendremos 1 mol de dicho gas, así:

$$P_{10} = 0,35.0,082.298; P_{CO_2} = 2,444 \text{ atm}$$

La presión total será la suma de las presiones parciales de los tres gases:

$$P_{TOTAL} = 0,855 + 1,833 + 2,444 = 5,132 \text{ atm}$$

3º - Una muestra conteniendo 1,86 g de hierro metal reacciona con azufre produciendo 3,46 g de sulfuro de hierro. Determinar la fórmula empírica de este compuesto.

RESOLUCIÓN

Si se forma sulfuro de hierro, estará formado, además de por el Hierro, por Azufre, y la cantidad de este elemento será: $3,46 - 1,86 = 1,60$ gramos de azufre

Calculamos el número de átomos gramo de cada uno que hay en esas cantidades, para lo cual hemos de dividir los gramos que tenemos de cada uno por su peso atómico:

$$\text{átomos-gramo de HIERRO: } \frac{1,86}{56,0} = 0,033 \text{ at - g de Fe}$$

$$\text{átomos-gramo de AZUFRE } \frac{1,60}{32} = 0,050 \text{ at - g de S}$$

Por lo que la fórmula será: $Fe_{0,033} S_{0,050}$ pero dado que deben ser números enteros, suponemos que del elemento que menos hay, solamente hay 1 átomo (de cromo) por lo que dividimos ambos por el más pequeño (por 0,033), y nos quedará:

$$Fe_{0,033} S_{0,050} = Fe_{\frac{0,033}{0,033}} S_{\frac{0,050}{0,033}} ==> (FeS_{1,5})_n \text{ y para que sean ambos números enteros, hemos de multiplicar ambos}$$

por 2, por lo que la fórmula del óxido nos quedará: **(Fe₂S₃)_n**

4º - Calcular la concentración como g/litro, Molaridad, molalidad y fracción molar de una disolución de ácido sulfúrico del 20,0% y $d = 1,14 \text{ g/ml}$.

RESOLUCIÓN

Determinamos el peso molecular del soluto, en este caso el ácido sulfúrico:

$$H_2SO_4: \Rightarrow 1.2 + 32 . 1 + 16 . 4 = 98,0$$

Para completar la tabla, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia 1 litro de disolución, dato que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	228 g = 2,326 moles	+ 912 g = 50,667 moles	= 1140 g
Volumen	---	912 ml	1 litro = 1000 ml

A partir de él, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma (1,05 g/ml), que es: $m = v.d = 1000 . 1,14 = 1140 \text{ g}$

De esta cantidad sabemos que el 20,0% es soluto y así: $g \text{ soluto} = 1140 . 0,20 = 228 \text{ g soluto ác. Sulfúrico}$, por lo que la cantidad restante será disolvente agua: $1140 - 228 = 912 \text{ g de agua}$.

Este dato lo colocamos en la tabla, expresándolo también en moles: $n = 228/98 = 2,326 \text{ moles}$

Y ya con estos datos, se calcula la masa del disolvente, que la expresamos en gramos, Kilogramos y moles (en este caso al dividir los gramos entre 18, que es el peso molecular del agua)

$$1140 - 228 = 912 \text{ g} = 0,912 \text{ Kg} = 50,667 \text{ moles de disolvente agua}$$

finalmente, determinamos el volumen de disolvente, aunque no lo necesitemos en la mayor parte de las ocasiones, que coincidirá numéricamente con su masa dado que la densidad del agua es 1 g/ml.

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya cualquier expresión de la concentración de la misma forma que en el ejemplo anterior.

$$\text{MOLARIDAD: } M = \frac{2,326 \text{ Moles}}{1 \text{ Litro}} = \mathbf{2,326 \text{ MOLAR}}$$

$$\text{molalidad: } m = \frac{2,326 \text{ Moles}}{0,912 \text{ Kg}} = \mathbf{2,550 \text{ molal}}$$

$$\text{FRACCIÓN MOLAR: } X = \frac{N^{\circ} \text{ moles}_{\text{SOLUTO}}}{N^{\circ} \text{ moles}_{\text{SOLUTO}} + N^{\circ} \text{ moles}_{\text{DISOLVENTE}}} = \frac{2,326}{2,326 + 50,667} = \mathbf{0,0439}$$