4º A eso - FÍSICA Y QUÍMICA - 3ª evaluación - 16 junio 2010

1º - El análisis de una muestra de un compuesto puro presenta el siguiente resultado: 52,17% de C, 13,04% de hidrógeno y el resto oxígeno. Si su masa molecular es de 138, calcule sus fórmulas empírica y molecular

2º - Calcule la temperatura a la que deben encontrarse 8 g de oxígeno que se encuentran en un recipiente de 5 litros a una presión de 790 mm Hg . ¿Qué volumen ocupará en condiciones normales? ¿Qué cantidad de dicho gas debería salir o deberíamos introducir para que se duplicara la presión en el primer recipiente, si la temperatura desciende 10ºC?

3º - Un recipiente de 10 l. se llena de hidrógeno a 25°C y 770 mm de presión. Determinar la cantidad que se ha introducido, expresándola en gramos, moles y moléculas. ¿Qué cantidad saldría si se abre el recipiente y en el exterior la presión es de 1 atm?

4º - Se disuelven 0,005 kg de H Cl en 0,035 kg de agua. Sabiendo que la densidad de la disolución es de 1,060 kg/L y las masas atómicas del cloro e hidrógeno son respectivamente 35,5 y 1 . Calcule todas las expresiones de la concentración de esta disolución.

5º - a) Defina los siguientes conceptos: MOL, ÁTOMO , DISOLUCIÓN , GAS IDEAL
B) Deduzca la ecuación de Clapeyron para los gases partiendo de la ecuación general de los gases

DATOS: Masas atómicas: Al = 27 ; B = 11 ; C = 12 ; Ca = 40 ; Cl = 35,5 ; Cr = 52 ; Fe = 56 ; H = 1 ; O = 16 ; S = 32

SOLUCIONES

1º - El análisis de una muestra de un compuesto puro presenta el siguiente resultado: 52,17% de C, 13,04% de hidrógeno y el resto oxígeno. Si su masa molecular es de 138, calcule sus fórmulas empírica y molecular

RESOLUCIÓN

Se parte de una muestra de 100 g de ese compuesto, por lo que teniendo en cuenta su composición centesimal, las cantidades de cada uno de los tres elementos son sus porcentajes: 52,17 g de C, 13,04 g de H y (100 - 52,17 - 13,04) = 34,79 g de Oxígeno.

Calculamos ahora el número de átomos-gramo de cada elemento que hay en esas cantidades, para lo cual emos de dividir la cantidad de cada uno entre su masa molecular:

Nº átomos-gramo de C = 52,17 / 12 = 4,35

Nª átomos-gramo de H = 13,04 / 1 = 13,04

Nº átomos-gramo de O = 34,79 / 16 = 2,17

Y esta es la proporción, expresada en átomos-gramo en que entran en la fórmula, pero como deben ser números enteros, suponemos que el elemento del cual hay menos cantidad hay solamente un átomo-gramo, para lo cual dividimos las tres cantidades por la más pequeña,

$C_{4,35}\ H_{13,04}\ O_{2,17} \Rightarrow \frac{C_{4,35}}{2,17}\ \frac{H_{13,04}}{2,17}\ \frac{O_{2,17}}{2,17} \Rightarrow C_2\ H_6\ O$ de forma que la fórmula empírica es:

$$(C_2\ H_6\ O)_n$$

Y su masa molecular: n.(2.12 + 6.1 + 16) = **46.n** y esta cantidad se nos insica en el enunciado: es 138, por tanto

46.n = 138 ; n = 3, de manera que la fórmula molecular es $(C_2\ H_6\ O)_3 \Rightarrow C_6\ H_{18}\ O_3$

2º - ***Calcule la temperatura a la que deben encontrarse 8 g de oxígeno que se encuentran en un recipiente de 5 litros a una presión de 790 mm Hg . ¿Qué volumen ocupará en condiciones normales? ¿Qué cantidad de dicho gas debería salir o deberíamos introducir para que se duplicara la presión si la temperatura desciende 10ºC?.***

RESOLUCIÓN

En este caso le son aplicables las ecuaciones generales de los gases ideales:

$$P.V = \frac{g}{Pm}.R.T \Rightarrow \frac{790}{760}.5 = \frac{8}{32}.0{,}082.T\ ;\ T = \frac{790.5.32}{760.8.0{,}082} = 253{,}5^{o}K = -19{,}5^{o}C$$

En C.N. ocupa: $1.V = \frac{8}{32}.0{,}082.273\ ;\ V = 5{,}60$ litros en C.N.

En el tercer caso la cantidad de gas que hay dentro del recipiente es:

$$2.\frac{790}{760}.5 = \frac{g}{32}.0{,}082.243{,}5\ ;\ g = \frac{2.790.5.32}{760.0{,}082.243{,}5} = 16{,}66 \text{ g hay dentro,}$$

por lo que deben INTRODUCIRSE 8,66 gramos, ya que antes solamente habia 8 gramos

---

3º - Un recipiente de 10 l. se llena de hidrógeno a 25°C y 770 mm de presión. Determinar la cantidad que se ha introducido, expresándola en gramos, moles y moléculas. ¿Qué cantidad saldría si se abre el recipiente y en el exterior la presión es de 1 atm?

RESOLUCIÓN

La cantidad de gas, podemos expresarla en moles o en gramos, teniendo en cuenta que el peso molecular del H_2 es: 2 . 1,0 = 2,0 . Y la calculamos por medio de la ecuación general de los gases ideales aplicada a ese recipiente:

P = 770 mm Hg = $\frac{770}{760}$ atm

V = **10,0 l**

T = 25ºC = 25 + 273 = **298ºK**

Nº de moles = **?**

$P.V = n.R.T \Rightarrow \frac{770}{760} . 10{,}0 = n . 0{,}082 . 298 \Rightarrow$

$n = \frac{770 . 10{,}0}{760 . 0{,}082 . 298} = 0{,}415$ moles

$0{,}415 . 2{,}0 = 0{,}83$ gramos de H_2

Nº moleculas $= 0{,}415 . 6{,}023.10^{23} = 2{,}5.10^{23}$ moleculas

Cuando ese recipiente se abre y se pone en contacto con el exterior, saldrá Hidrógeno hasta que la presión interior se haga igual que la exterior, que es 1 atm, por lo que vamos a utilizar la ecuación general de los gases ideales, teniendo en cuenta que al tratarse del mismo recipiente, el volumen no cambia, ni tampoco la temperatura, por lo que tendremos::

CONDICIONES INICIALES
P = 1 atm
V = 10,0 litros
T = 25ºC = 298ºK

$P.V = n.R.T \Rightarrow 1 . 10{,}0 = n . 0{,}082 . 298 \Rightarrow$

$n = \frac{1 . 10{,}0}{0{,}082 . 298} = 0{,}409$ moles

$0{,}409 . 2{,}0 = 0{,}818$ gramos de H_2 que quedan dentro

Por lo que si antes de abrir el recipiente teníamos 0,830 g y ahora nos quedan 0,818, habrán salido:

0,830 - 0,818 = **0,012 g de H_2 que salen del recipiente al abrirlo**

4º - Se disuelven 0,005 kg de ClH en 0,035 kg de agua. Sabiendo que la densidad de la disolución es de 1,060 kg/L y las masas atómicas del cloro e hidrógeno son respectivamente 35,5 y 1 . Calcule todas las expresiones de la concentración de esta disolución.

RESOLUCIÓN:
Las cantidades correspondientes de soluto, disolvente y disolución son:

	Soluto	Disolvente	Disolución	
Masa	5	35	40	g
Volumen	-----		37,74	mL

El volumen de la disolución se obtiene a partir de su densidad, que es: 1,060 Kg/L = 1,060 g/mL:

$d = \frac{m}{V};\ 1{,}060 = \frac{40}{V}$ **; V = 37,74 mL**

Y con todos estos datos, podemos calcular ya todas las expresiones de la concentración:

g/L: $\frac{g}{L} = \frac{g_{SOLUTO}}{L_{DISOLUC}} = \frac{5}{0{,}03774}$; **g/L= 132,48 g/L**

% en peso: $\%peso = \frac{g_{SOLUTO}}{g_{DISOLUC}}.100 = \frac{5.100}{40}$; **% en peso: 12,5%**

Partes por millón (P.P.M.): $\left.\begin{matrix} 40 - - - - - - - 5 \\ 1.000.000 - - - x \end{matrix}\right\} x = \frac{5.1000000}{40} =$ **125.000 ppm**

Molaridad: $M = \frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO}.L_{DISOLUC}} = \frac{5}{36{,}5.0{,}03774}$; **M = 3,63 Molar**

molalidad: $M = \frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO}.Kg_{DISOLVENTE}} = \frac{5}{36{,}5.0{,}035}$; **M = 3,91 Molar**

Fracción Molar: $X = \frac{n_{SOLUTO}}{n_{TOTAL}} = \frac{\frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO}}}{\frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO}} + \frac{g_{DISOLVTE}}{Pm_{DISOLVTE}}} = \frac{\frac{5}{36{,}5}}{\frac{5}{36{,}5} + \frac{35}{18}}$; **X = 0,066**