

2º D BACHILLERATO - QUÍMICA - 1ª evaluación - (12 - noviembre 2.010)

1º- Calcule razonadamente las siguientes cuestiones:

- La masa de hierro presente en 0,0374 moles de Fe.
- La masa de plata presente en $2,01 \cdot 10^{22}$ átomos de Ag.
- La masa de un átomo de aluminio.

2º - Una ampolla contiene 6,80 mg de cierto hidrocarburo gaseoso. Se ha dejado salir de la misma todo el gas, introduciéndolo en un recipiente provisto de émbolo contra una presión $p = 1$ atm, con lo cual este se ha vaporizado, ocupando un volumen de $10,02 \text{ cm}^3$. Alcanzado el equilibrio térmico, en el seno del gas se midió una temperatura $T = 15,00 \text{ }^\circ\text{C}$. A continuación este gas, muy inflamable, se quemó con oxígeno puro en exceso. Después de dejar alcanzar la temperatura y presión ambiente se recogió un líquido que pesó 15,3 mg. Se sabe que este hidrocarburo, en esas condiciones de presión y temperatura ($p = 1$ atm y $q = 15,00 \text{ }^\circ\text{C}$), se comporta muy aproximadamente como un gas ideal. ¿De qué hidrocarburo se trata?
Datos: pesos atómicos (redondeados a dos decimales): C = 12,01; H = 1,01; O = 16,00. Constante universal de los gases: $R = 0,082 \text{ atmL/molK}$.

3º- Se tiene un matraz de 5 litros lleno de oxígeno en C.N. y se introducen 2 g de agua líquida. Se cierra el matraz y se calienta a 60°C . Calcule la presión dentro del matraz. ¿Qué cantidad de agua líquida queda dentro del matraz? ¿Cuál debería ser el volumen de dicho matraz para que se vaporizase todo el agua?
DATOS: Pesos atómicos: H = 1,0 ; O = 16,0 ; S = 32,0.
Presión de vapor del agua a $60^\circ\text{C} = 150 \text{ mm Hg}$

4º- Se dispone de una disolución acuosa de ácido sulfúrico del 98% de riqueza en peso y densidad $1,84 \text{ g/mL}$. ¿Qué volumen de esta disolución se necesita para preparar 0,5 litros de otra disolución de ácido sulfúrico 0,3 M? Datos: Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32

5º- a) Deducir el valor de la constante de los gases ideales "R".
B) Defina los siguientes conceptos: MOL, DISOLUCIÓN, MOLARIDAD, VAPOR, ÁTOMO

SOLUCIONES

1º Calcule razonadamente las siguientes cuestiones:

- La masa de hierro presente en 0,0374 moles de Fe.
- La masa de plata presente en $2,01 \cdot 10^{22}$ átomos de Ag.
- La masa de un átomo de aluminio,

SOLUCIÓN

En los tres casos hemos de tener presente la relación entre los conceptos de mol \rightarrow molécula (o átomo) \rightarrow masa, así como la relación entre gramo y UMA.

A)
$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de Fe} \text{ -----} 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Fe} \text{ -----} 55,85 \text{ g} \\ 0,0374 \text{ moles} \text{ -----} \quad \quad \quad X \quad \quad \quad \text{-----} \quad \quad \quad Y \quad \quad \quad \text{De donde:} \end{array}$$

$$Y = 0,0374 \cdot 55,85 = \mathbf{2,09 \text{ gramos de Fe}}$$

B)
$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de Ag} \text{ -----} 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ag} \text{ -----} 107,90 \text{ g} \\ X \quad \quad \quad \text{-----} \quad \quad \quad 2,01 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Ag} \text{ -----} \quad \quad \quad Y \quad \quad \quad \text{De donde:} \end{array}$$

$$Y = \frac{2,01 \cdot 10^{22} \cdot 107,90}{6,023 \cdot 10^{23}} = \mathbf{3,60 \text{ gramos de Ag}}$$

C) En este caso hemos de tener presente la equivalencia entre el gramo y la UMA, que es:
 $1 \text{ g} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ UMAS}$, por lo que la masa en gramos de un átomo de aluminio será:

$$m = \frac{26,98}{6,023 \cdot 10^{23}} = \mathbf{4,48 \cdot 10^{-23} \text{ gramos}}$$

2º Una ampolla contiene 6,80 mg de cierto hidrocarburo gaseoso. Se ha dejado salir de la misma todo el gas, introduciéndolo en un recipiente provisto de émbolo contra una presión $p = 1$ atm, con lo cual este se ha vaporizado, ocupando un volumen de $10,02 \text{ cm}^3$. Alcanzado el equilibrio térmico, en el seno

Cuando se cierra el matraz y se calienta hasta 60°C, se vaporiza parte del agua hasta alcanzar una presión parcial dentro del recipiente igual a su presión de vapor: 150 mm Hg, por lo que calculamos el nº de moles de agua que pasan al estado de vapor, también con la ecuación de Clapeyron, en la cual conocemos la presión parcial, volumen (4,5 L) y temperatura: (273 + 60)°K :

$$P.V = n.R.T \implies \frac{150}{760} \cdot 4,998 = n \cdot 0,082.333 ; n = 0,036 \text{ moles de H}_2\text{O} = 0,036.18 = 0,65 \text{ g}$$

La presión total en el interior del matraz la calculamos con la misma ecuación, tomando ahora el nº total de moles de gas que hay en su interior: $n_{\text{TOTAL}} = 0,223 + 0,036 = 0,259$ moles de gas, y así

$$P_{\text{TOTAL}} \cdot V = n_{\text{TOTAL}} \cdot R.T \implies P_{\text{TOTAL}} \cdot 4,998 = 0,259 \cdot 0,082.333 ; P_{\text{TOTAL}} = 1,415 \text{ atm}$$

Por tanto, en estado líquido quedarán: $2 - 0,65 = 1,35 \text{ g de agua en estado líquido}$

Dada la pequeña cantidad de agua líquida presente en el matraz, podríamos despreocupar su volumen (2 mL) frente al volumen total (5 L) sin que los resultados sufrieran variaciones apreciables.

Para que se vaporizase todo el agua a esa misma temperatura, el recipiente debería tener un volumen tal que la presión de los 2 g de agua, ya en estado de vapor, ejercieran una presión parcial igual a su presión de vapor (150 mm Hg), por lo que volviendo a utilizar la misma ecuación de Clapeyron:

$$P.V = \frac{g}{P_m} \cdot R.T \implies \frac{150}{760} \cdot V = \frac{2}{18} \cdot 0,082.333 ; V = 15,37 \text{ Litros}$$

4º Se dispone de una disolución acuosa de ácido sulfúrico del 98% de riqueza en peso y densidad 1,84 g/mL. ¿Qué volumen de esta disolución se necesita para preparar 0,5 litros de otra disolución de ácido sulfúrico 0,3 M? Datos: Masas atómicas: H = 1; O =16; S=32

RESOLUCIÓN

Haciendo un balance de materia, hemos de tener en cuenta que todo el H₂SO₄ existente en la disolución a preparar hemos de tomarlo del reactivo comercial de que se dispone, añadiéndole la cantidad de agua que sea necesaria.

Por ello, vamos a determinar la cantidad de H₂SO₄ puro necesario para preparar 0,5 litros = 500 cm³ de la disolución 0,3 Molar utilizando la expresión que nos da la Molaridad de una disolución.

A partir de esta fórmula de la Molaridad: $M = \frac{g}{P_m \cdot V}$; $0,3 = \frac{g}{98 \cdot 0,5}$; de donde: **g = 14,7 g** de ácido sulfúrico puro (solute) que se necesitan para preparar la disolución pedida, y estos 14,7 g hemos de tomarlos del reactivo comercial del que se dispone: del 98% en peso y $d = 1,84 \text{ g/ml}$

Se determina primero la masa del reactivo comercial teniendo en cuenta que tiene un 98% de riqueza:

$$98 = \frac{14,7 \cdot 100}{g_{\text{REACTIVO}}} ; g_{\text{REACTIVO}} = \frac{14,70 \cdot 100}{98} = 15,0 \text{ g de reactivo comercial}$$

y, conociendo la densidad de este reactivo comercial, podemos calcular el volumen del mismo que se necesita:

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} ; 1,84 = \frac{15,0}{V} ; V = \frac{15,0}{1,84} ;$$

V = 8,15 cm³ hemos de tomar del H₂SO₄ comercial del 98%