

2º BACH. - QUÍMICA - RECUPERACIÓN 1ª eval. - (8-FEBR-2.010)

1. Calcular la MOLARIDAD, NORMALIDAD y molalidad de una disolución de ácido sulfúrico del 16,0% en peso y densidad 1,12 g/ml.
2. Si el análisis del aire expresado en % en peso es el siguiente: 75,2% de nitrógeno, 23,2% de oxígeno y 1,6% de vapor de agua, determínese la densidad de dicho aire a 20°C y 740 mm de Hg.
3. El análisis de un sulfuro de plomo dio un 76,38% de plomo. ¿Cual es ese sulfuro? ¿Cuántos gramos del mismo se obtendrán con 0,593 g de plomo?
4. Determinar la cantidad una disolución 0,5 Molar de ácido nítrico que será necesaria para reaccionar completamente con 13,23 gramos de cobre del 96% de pureza. ¿Qué cantidades de nitrato de cobre(II) y de óxido de nitrógeno(IV) se obtendrán en el proceso?. (Se obtiene también agua como subproducto)
5. El umbral fotoeléctrico del magnesio es de 3700 Å ¿Cual es la energía, en eV, de los fotoelectrones producidos en el magnesio por luz de 3000 Å de longitud de onda? ¿Cual es la velocidad de estos electrones?
6. a) Deducir el valor de la constante de los gases ideales R
b) Enunciar la ley de las presiones parciales de Dalton

DATOS: Pesos atómicos: Ag = 108,0 ; Al = 27,0 ; B = 11,0 ; Br = 80,0 ; C = 12,0 ;
 Ca = 40,0 ; Cl = 35,5 ; Cu = 63,5 ; Fe = 56,0 ; H = 1,0 ; K = 39,0 ; Mn = 55,0 ;
 N = 14,0 ; Na = 23,0 ; O = 16,0 ; Pb = 207,0 ; S = 32,0 ; Zn = 65,3

Constante de Planck: $6,62 \cdot 10^{-34}$ J.s Velocidad de la luz: $3 \cdot 10^8$ m/s $1 \text{ \AA} = 10^{-10}$ m

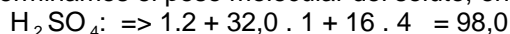
Masa del electrón: $9,11 \cdot 10^{-31}$ Kg 1 eV = $1,6 \cdot 10^{-19}$ J

SOLUCIONES

1º - Calcular la MOLARIDAD, NORMALIDAD y molalidad de una disolución de ácido sulfúrico del 16,0% en peso y densidad 1,12 g/ml.

RESOLUCIÓN

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



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	179,2 g = 1,83 moles	+	940,8 g	= 1120 g
Volumen	---		940,8 ml	1 litro = 1000 ml

A partir de él, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma (1,12 g/ml), que es:
 $m = v \cdot d = 1000 \cdot 1,12 = \mathbf{1120 \text{ g}}$

De esta cantidad sabemos que el 16% es soluto y así: $g \text{ soluto} = 1050 \cdot 0,16 = \mathbf{179,2 \text{ g soluto } \acute{a}c. \text{ Sulfúrico}}$, por lo que la cantidad restante será disolvente agua: $1120 - 179,2 = \mathbf{940,8 \text{ g de agua}}$.

Este dato lo colocamos en la tabla, expresándolo también en moles: $n = 179,2/98,0 = \mathbf{1,83 \text{ moles}}$
 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.

MOLARIDAD: $M = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{L_{\text{DISOLUCION}}} \quad M = \frac{1,83 \text{ moles}}{1 \text{ Litro}} = \mathbf{1,83 \text{ MOLAR}}$

molalidad: $m = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{Kg_{\text{DISOLVENTE}}}$; $m = \frac{1,83}{0,9408} = \mathbf{1,94 \text{ molal}}$

$$\text{NORMALIDAD: } N = \frac{N^a \text{ EQUIV}_{\text{SOLUTO}}}{L_{\text{DISOLUCION}}} = \frac{g_{\text{SOLUTO}} \cdot \text{Valencia}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUCION}}}; N = \frac{179,82}{98,01} = \mathbf{3,66 \text{ Normal}}$$

2º - Si el análisis del aire expresado en % en peso es el siguiente: 75,2% de nitrógeno, 23,2% de oxígeno y 1,6% de vapor de agua, determínese la densidad de dicho aire a 20°C y 740 mm de Hg.

RESOLUCIÓN

Partimos de una masa de aire de 100 g, en la cual tenemos: 75,2 g de N₂, 23,2 g de O₂ y 1,6 g de H₂O

Calculamos el número de moles de cada uno de estos tres gases:

$$N_2 = \frac{75,2}{28} = \mathbf{2,686 \text{ moles de } N_2}; O_2 = \frac{23,2}{32} = \mathbf{0,725 \text{ moles de } O_2}; H_2O = \frac{1,6}{18} = \mathbf{0,089 \text{ moles de } H_2O}$$

Le aplicamos ahora la ecuación general de los gases al número total de moles para calcular el volumen total de ese aire, mezcla de los tres gases:

$$P.V = n.R.T \implies \frac{740}{760} \cdot V = (2,686 + 0,725 + 0,089) \cdot 0,082 \cdot 293; V = \mathbf{86,36 \text{ Litros}}$$

Y con este volumen y la masa total del aire (100 g), determinamos su densidad: $d = \frac{m}{V} = \frac{100}{86,36} = \mathbf{1,158 \text{ G/L}}$

3º - El análisis de un sulfuro de plomo dio un 76,38% de plomo. ¿Cual es ese sulfuro? ¿Cuántos gramos del mismo se obtendrán con 0,593 g de plomo?

RESOLUCIÓN

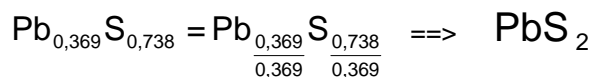
La proporción de azufre en este sulfuro será: 100 - 76,38 = 23,62%

Suponemos ahora que disponemos de 100 g del compuesto, en los cuales habrá, de acuerdo con su composición: 76,38 g de plomo y 23,62 g de azufre, y calculamos el número de átomos gramo de cada uno que hay, para lo cual hemos de dividir los gramos que tenemos de cada uno por su peso atómico:

$$\text{átomos-gramo de PLOMO: } \frac{76,38}{207} = 0,369 \text{ at - g de Pb}$$

$$\text{átomos-gramo de AZUFRE: } \frac{23,32}{32} = 0,738 \text{ at - g de S}$$

Por lo que la fórmula será: Pb_{0,369}S_{0,738} pero dado que deben ser números enteros, suponemos que del elemento que menos hay, solamente hay 1 átomo (de Plomo) por lo que dividimos ambos por el más pequeño (por 0,369), y nos quedará:

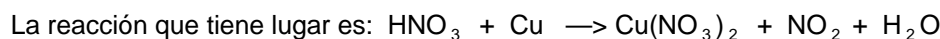


Para calcular la cantidad de sulfuro que se puede obtener con la cantidad de Plomo de que se dispone, hemos de tener en cuenta que dicho óxido contiene un 76,38% de ese metal, así:

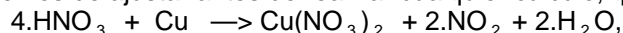
$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g. sulfuro} \text{ --- } 76,38 \text{ g. Pb} \\ x \text{ --- } 0,593 \text{ g} \end{array} \right\} \mathbf{x = 0,776 \text{ g de sulfuro se obtendrán}}$$

4º - Determinar la cantidad una disolución 0,5 Molar de ácido nítrico que será necesaria para reaccionar completamente con 13,23 gramos de cobre del 96% de pureza. ¿Qué cantidades de nitrato de cobre(II) y de óxido de nitrógeno(IV) se obtendrán en el proceso?. (Se obtiene también agua como subproducto)

RESOLUCIÓN



que hemos de ajustar antes de realizar cualquier cálculo, quedándonos:



Además, disponemos 13,23 g de Cu del 96%, por lo que la cantidad de Cu puro es: $13,23 \cdot \frac{96}{100} = 12,7 \text{ g}$

4.HNO₃ +	Cu	→	Cu(NO₃)₂ +	2.NO₂ +	2.H₂O
4 mol = 4. 63 g	1 mol = 63,5 g		1 mol = 187,5 g	2 mol = 2.46 g	2 mol = 2.18 g
X	12,7 g		y	Z	V

A) De donde $x = \frac{12,7 \cdot 4 \cdot 63}{63,5} = \mathbf{50,40 \text{ g de HNO}_3}$

Dado que se trata de una disolución 0,5 Molar, le aplicamos la expresión de la Molaridad para determinar su volumen:

$$M = \frac{g}{Pm \cdot L}; 0,5 = \frac{50,40}{63 \cdot L}; \mathbf{L = 1,60 \text{ Litros de HNO}_3}$$

B) $y = \frac{12,7 \cdot 187,5}{63,5} = \mathbf{37,50 \text{ g de Cu(NO}_3)_2 \text{ se obtienen}}$

C) $z = \frac{12,7 \cdot 2 \cdot 46}{63,5} = \mathbf{18,40 \text{ g de NO}_2 \text{ se obtienen}}$

5º - El umbral fotoeléctrico del magnesio es de 3700 Å ¿Cual es la energía, en eV, de los fotoelectrones producidos en el magnesio por luz de 3000 Å de longitud de onda? ¿Cual es la velocidad de estos electrones?

RESOLUCIÓN

La energía que llevan los electrones al ser arrancados del magnesio es la diferencia entre la energía proporcionada por el fotón incidente y la necesaria para arrancarlo, que es la frecuencia umbral.

Será: $E_{ELECTRON} = E_{INCIDENTE} - E_{UMBRAL}$ Y esta energía, puesto que se trata de una partícula en movimiento, es energía cinética.

A) Energía del fotón incidente: $E = h \cdot \nu = h \cdot \frac{c}{\lambda}; E = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{3000 \cdot 10^{-10} \text{ m}} = \mathbf{6,62 \cdot 10^{-19} \text{ J}}$

Energía umbral del electrón: $E = h \cdot \nu = h \cdot \frac{c}{\lambda}; E = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{3700 \cdot 10^{-10} \text{ m}} = \mathbf{5,368 \cdot 10^{-19} \text{ J}}$

Y así, la energía con la que saldrá el electrón al ser arrancado será la diferencia entre ambas:

$$E_{ELECTRÓN} = 6,62 \cdot 10^{-19} - 5,368 \cdot 10^{-19} = \mathbf{1,26 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 0,783 \text{ eV}}$$

Esta energía del electrón es energía cinética, por lo que teniendo en cuenta que la expresión de la energía cinética, la

cual debe aplicarse a una partícula, por tanto, a cada electrón, y es: $Ec = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2$; por lo que:

$$1,26 \cdot 10^{-19} = \frac{1}{2} \cdot 9,1 \cdot 10^{-31} \cdot v^2; \mathbf{v = 5,26 \cdot 10^5 \text{ m/s}}$$