**Ejercicio 4 Comunidad de Madrid**

**Una muestra de 5,0 g de un mineral con una riqueza en sulfuro de hierro(II) del 75 %, se trata con 6 ml de una disolución de ácido nítrico concentrado (60% pureza y con una densidad de 1,37 g/ml). Como resultado se obtienen los siguientes productos: óxido de nitrógeno (II), sulfato de hierro (II) y agua, siendo el rendimiento del 93 %.**

**a) Ajusta la reacción que se produce por el método del ion-electrón.**

**b) Razona cuál es el reactivo limitante.**

**c) Calcula el volumen de monóxido de nitrógeno que se recogerá sobre agua a 25 ºC y 1 atm de presión.**

**d) Disolviendo la cantidad de sulfato ferroso según lo expuesto anteriormente, ¿se consegurá disminuir la temperatura de congelación de 150 ml de agua, al menos 1ºC? Suponer que el sulfato ferroso se disocia completamente al disolverse en agua.**

**Datos: Masas atómicas S = 32 u Fe = 55,8 u O = 16 u H = 1 u N = 14 u**

**Pv (H2O, 25ºC) = 23,76 mm Hg R = 0,082 atm.l/mol.k Kc = 1,858 ºC.kg/mol**

1º. Ajuste de la reacción redox

$Fe^{2+}S^{2-}$ + $H^{1+}N^{5+}O\_{3}^{2-}$ $N^{2+}O^{2-}$ + Fe2+(S**6+**$O\_{4}^{2-}$) + $H\_{2}^{1+}O^{2-}$

Reducción: 8 . (N5+$O\_{3}^{-}$ + 4H+ + 3e- N2+O + 2H2O)

Oxidación: 3 . (S2- + 4 H2O – 8e- S6+O42- + 8H+)

 8 N5+$O\_{3}^{-}$ + 32H+ + 3 S2- + 12 H2O 8 N2+O + 16H2O + 3S6+O42- + 24H+)

Simplificando:

8 N$O\_{3}^{-}$ + 8H+ + 3S2- 8 NO + 4H2O + 3SO42- Ec. iónica global

3FeS + 8HNO3 3FeSO4 + 8 NO + 4H2O Ec. Molecular global

2º. Cálculo de moles de cada reactivo:

a) FeS: $5g .\frac{1 mol FeS}{87,8 g FeS} . 0,75=0,043 mol FeS$

b) HNO3: $\frac{60 g HNO\_{3}}{100 g D} . \frac{1 mol HNO\_{3}}{63 g HNO\_{3}} . \frac{1,37 g D}{1 ml D} . \frac{10^{3}ml D}{1 l D}=13,05 M$

luego: $\frac{13,05 mol HNO\_{3}}{1 l D} .$ *6.10-3 l D* = 0,078 mol HNO3 tenemos

Cálculo del reactivo limitante:

$\frac{3 mol FeS}{8 mol HNO\_{3}}= \frac{0,043 mol FeS}{x mol HNO\_{3}}$ x = 0,11 mol HNO3 necesitamos para que reaccione todo el FeS. Tenemos menos de lo que necesitamos. El HNO3 está en defecto, es el reactivo limitante.

Cálculo de moles de NO con el reactivo limitante:

*0,078 mol HNO3*. $\frac{8 mol NO}{8 mol HNO\_{3}}=0,078 mol NO$ . 0,93 (rendimiento) = 0,072 mol NO

3º. Cálculo del volumen de NO:

Necesitamos hallar la presión parcial del NO en presencia de agua cuya Pv = 23,76 mmHg

PNO = PT – Pv (H2O)

Pv (H2O) =23,76 mm Hg . $\frac{1 atm}{760 mmHg}$ = 0,03 atm

PNO = 1 atm – 0,03 atm = 0,97 atm

PNO . VNO = n.R.T ; VNO  = $\frac{nRT}{P}$ = $\frac{0,072.0,082.298}{0,97}=1,81 l$ NO

4º. Cálculo del descenso crioscópico:

 *ΔTc = i.Kc.m* siendo m la molalidad de la disolución del sulfato de hierro(II)

0,078 mol HNO3 . $\frac{3 mol FeSO\_{4}}{8 mol HNO\_{3}}=0,03 mol FeSO\_{4}$ . 0,93 (rendimiento) = 0,028 mol

molalidad en 150 ml o g de agua: m = $\frac{n\_{soluto}}{kg\_{disolvente}}$ = $\frac{0,028 mol FeSO\_{4}}{0,15 kg}$ = 0,187 m

Cálculo de *i*: *i =*1 + ( ν – 1) . α

Para la sal FeSO4 Fe2+ + SO42-

 α = 1 ya que la sal se disocia totalmente

ν = 2 puesto que se obtienen 2 iones

*i* = 1 + (2 – 1) . 1 = 2

luego *ΔTc* = 2.1,858.0,187 = 0,69 ºC < 1 no se conseguirá disminuir la temperatura del agua en 1ºC