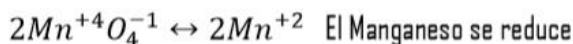


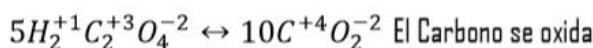


EJERCICIOS DE CONCENTRACION II

1. Calcular el peso equivalente atribuible a las sustancias indicadas en la siguiente reacción redox. (Manganeso y Carbono).



$$Eq_{\text{Mn}} = \frac{\text{Peso atómico}}{\text{Valencia}} = \frac{54.93 \text{ g/mol}}{2} = 27.46 \text{ g/eq}$$



$$Eq_{\text{C}} = \frac{\text{Peso atómico}}{\text{Valencia}} = \frac{12.01 \text{ g/mol}}{1} = 12.01 \text{ g/eq}$$

2. Cuántos gramos están contenidos en:

a) 3.58 Moles de KBr

b) 5.76 Moles MgSO_4

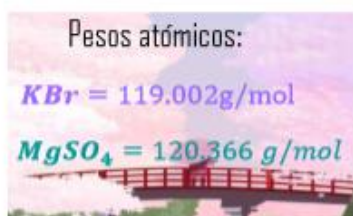
Procedimiento

$$a) \frac{119.002 \text{ g KBr}}{1 \text{ mol KBr}} \times \frac{3.58 \text{ mol KBr}}{? \text{ gramos}}$$

Gramos en 3.58 moles de $\text{KBr} = 426.02716 \text{ g}$

$$b) \frac{120.366 \text{ g MgSO}_4}{1 \text{ mol MgSO}_4} \times \frac{5.76 \text{ mol MgSO}_4}{? \text{ gramos}}$$

Gramos en 5.76 moles de $\text{MgSO}_4 = 693.30816 \text{ g}$



3. Cuántos miligramos de soluto están contenidos en:

❖ 4.8 mL de H_2SO_3 , $5.23 \times 10^{-3} \text{ M}$

$$V = 4.8 \text{ mL} = 4.8 \times 10^{-3} \text{ l} \quad n = (M)(V); n =$$

$$(5.23 \times 10^{-3} \text{ mol/l})(4.8 \times 10^{-3} \text{ l});$$

$$M = 5.23 \times 10^{-3} \text{ mol/l} \quad n = 2.5104 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

$$PM \text{ H}_2\text{SO}_3 = 87.07 \text{ gr/mol} \quad m = (n)(PM); m =$$

$$(2.5104 \times 10^{-5} \text{ mol})(87.07 \text{ gr/mol})$$

$$m = 2.185 \times 10^{-3} \text{ gr}; m = 2.185 \text{ mgr}$$

4. Describir la preparación de las siguientes soluciones:

a) 250 ml de H_3PO_4 6.0M a partir de H_3PO_4 comercial al 85% (p/p) y peso específico de 1.69.

$$gr = M * PM * V$$

$$gr = 6.0 M * 97.974 * 0.250 = 146.961 gr$$

$$85 = \frac{146.961 gr}{X} * 100$$

$$X = \frac{146.961 gr * 100}{85} = 172.8952 gr$$

$$m = \frac{172.8952 gr}{1.69} = 102.307 gr \text{ de } H_3PO_4$$

b) 750 ml de HNO_3 3.0M a partir del reactivo comercial del 69% de densidad de 1.42

$$gr = 3.0M * 63 * 0.750 = 141.75 gr$$

$$69 = \frac{141.75 gr}{X} * 100$$

$$X = \frac{141.75 gr * 100}{69} = 205.434 gr$$

$$m = \frac{205.434 gr}{1.42} = 144.67 gr \text{ de } HNO_3$$

5. Se disuelven en agua 30.5 g de NH_4Cl , hasta obtener 5.0 L de disolución y sabiendo que la densidad de ésta es 1.027 g/cm³, calcular

a) concentración % p/p;

b) M

c) m

d) X_s y X_d

Conversión y obtención de datos

Masa del soluto = 30.5 g de NH_4Cl

Volumen de solución = 5 L

Soluto = NH_4Cl

Disolvente = H_2O

Densidad de solución = 1.027 g/cm³

Número de moles de soluto

$$30.5 \text{ g } NH_4Cl \left| \frac{1 \text{ mol } NH_4Cl}{53.490 \text{ g } NH_4Cl} \right| = 0.5702 \text{ moles de } NH_4Cl$$

Masa de la solución o disolución

$$5 \text{ L} \left| \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}} \right| \left| \frac{1.027 \text{ g}}{1 \text{ cm}^3} \right| = 5135 \text{ g} \left| \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} \right| = 5.135 \text{ kg}$$

Masa de disolvente

Masa de disolvente = Masa de disolución – Masa del soluto

Masa del disolvente = 5135 g – 30.5 g

Masa del disolvente = 5104.5 g H_2O

Número de moles de disolvente

$$5104.5 \text{ g } H_2O \left| \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} \right| = 283.5833 \text{ moles de } H_2O$$

Número de moles totales

Moles totales = Moles de soluto + Moles de disolvente

Masa del disolvente = 0.5702 moles + 283.5833 moles

Masa del disolvente = 284.1535

Desarrollo

a) Concentración expresada en %P/P

$$\% \frac{p}{p} = \frac{\text{Masa del soluto en gramos}}{\text{Masa de la solución en gramos}} \times 100$$

$$\% \frac{p}{p} = \frac{30.5 \text{ g}}{5135 \text{ g}} \times 100 = 0.5939\%$$

b) Concentración expresada en Molaridad

$$M = \frac{\text{Número de moles de soluto}}{\text{Volumen de solución en litros}}$$

$$M = \frac{0.5702 \text{ moles}}{5 \text{ L}} = 0.1140 \frac{\text{moles}}{\text{litro}}$$

c) Concentración expresada en Molalidad

$$m = \frac{\text{Número de moles de soluto}}{\text{Masa de solución en Kg}}$$

$$m = \frac{0.5702 \text{ moles}}{5.135 \text{ Kg}} = 0.1110 \frac{\text{moles}}{\text{Kg}}$$

d) Concentración expresada en fracción molar

$$X_s = \frac{\text{Número de moles de soluto}}{\text{Número de moles totales}}$$

$$X_s = \frac{0.5702 \text{ moles}}{284.1535 \text{ moles}} = 2.0066 \times 10^{-3}$$

$$X_d = \frac{\text{Número de moles de disolvente}}{\text{Número de moles totales}}$$

$$X_d = \frac{283.5833 \text{ moles}}{284.1535 \text{ moles}} = 0.9979$$

$$X_d + X_s = 1$$

$$0.9979933381 + 2.006662024 \times 10^{-3} = 1$$