

1.- Escribir las siguientes fórmulas químicas:

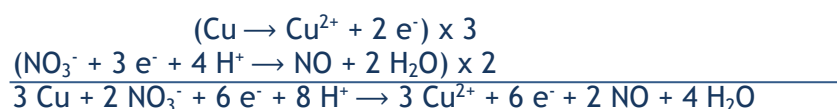
- a. Fosfito ácido de rubidio Rb_2HPO_3
- b. Hidróxido de aluminio $\text{Al}(\text{OH})_3$
- c. Superóxido de potasio KO_2
- d. Cloruro de cromo(III) CrCl_3
- e. Dióxido de carbono CO_2

2.- Nombrar los siguientes compuestos químicos:

- a. FeS Sulfuro ferroso
- b. HClO_2 Ácido cloroso
- c. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ Dicromato de potasio
- d. $[\text{Ca}(\text{OH})]_2\text{SO}_4$ Sulfato básico de calcio
- e. $\text{Sr}(\text{OH})_2$ Hidróxido de estroncio

3.- Balancear las siguientes ecuaciones químicas aplicando, cuando corresponda, el método del ion-electrón, y dejar expresadas las correspondientes ecuaciones moleculares

- a. Cobre (s) + ácido nítrico (ac) = nitrato cúprico (ac) + monóxido de nitrógeno(g) + agua(l)
 $3 \text{Cu}_{(\text{s})} + 8 \text{HNO}_{3(\text{ac})} \rightarrow 3 \text{Cu}(\text{NO}_3)_{2(\text{ac})} + 2 \text{NO}_{(\text{g})} + 4 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$



- b. Ioduro de sodio (ac) + nitrato de plomo(II) (ac) = ioduro de plomo(II) (s) + nitrato de sodio (ac)
 $2 \text{NaI}_{(\text{ac})} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_{2(\text{ac})} \rightarrow \text{PbI}_{2(\text{s})} + 2 \text{NaNO}_{3(\text{ac})}$

- c. Peróxido de hidrógeno (ac) + permanganato de potasio (ac) + ácido sulfúrico (ac) = sulfato de manganeso(II) (ac) + sulfato de potasio (ac) + oxígeno(g) + agua (l)



- d. Sodio(s) + agua(l) = hidróxido de sodio(ac) + hidrógeno(g)



- e. Ácido fosfórico (ac) + hidróxido de calcio (ac) = fosfato de calcio (s) + agua (l)



(1) Se diluyen 5 mL de ácido nítrico concentrado (68 % P/P y densidad = 1,40 g/mL) hasta un volumen final de 200 mL (Solución A). Se toman 15 mL de la solución A y se los hace reaccionar con 20 mL de sulfito ferroso 0,205 M para obtener nitrato ferroso (ac), dióxido de azufre (g) y agua(l).

a) Determinar la cantidad de dióxido de azufre obtenido en CNTP.



HNO_3 5 mL

densidad = 1,40 g/mL

1 mL solución ----- 1,40 g solución

5 mL solución ----- $\times = 7 \text{ g solución}$

68% P/P

100 g solución ----- 68 g HNO_3

7 g solución ----- $\times = 4,76 \text{ g HNO}_3$

200 mL solución A ----- 4,76 g HNO_3

15 mL solución A ----- $\times = 0,357 \text{ g HNO}_3$

FeSO_3 0,205 M

1000 mL ----- 0,205 moles fu FeSO_3

20 mL ----- $\times = 4,1 \times 10^{-3}$ moles fu FeSO_3

HNO_3 MM = 63 g/mol molec

2 x 63 g HNO_3 ----- 1 mol fu FeSO_3

0,357 g HNO_3 ----- $\times = 2,83 \times 10^{-3}$ moles fu $\text{FeSO}_3 \Rightarrow \text{RL: HNO}_3$

2 x 63 g HNO_3 ----- 22,4 L SO_2

0,357 g HNO_3 ----- $\times = 0,635 \text{ L SO}_2$

b) Calcular la concentración, expresada en molaridad, del reactivo en exceso después de completada la reacción.

FeSO_3 $n_{\text{exceso}} = (4,1 \times 10^{-3} - 2,83 \times 10^{-3}) \text{ mol fu} = 1,27 \times 10^{-3} \text{ mol fu}$

35 mL ----- $1,27 \times 10^{-3} \text{ mol fu FeSO}_3$

1000 mL ----- $\times = 3,63 \times 10^{-2}$ moles fu $\text{FeSO}_3 \Rightarrow \text{FeSO}_3 \text{ 0,0363 M}$

c) Calcular la cantidad de moléculas o fórmulas unidad, según corresponda, del reactivo limitante que reaccionar

63 g HNO_3 ----- $6,022 \times 10^{23}$ molec HNO_3

0,357 g HNO_3 ----- $\times = 3,41 \times 10^{21}$ molec HNO_3

d) Si cuando se repitió el experimento se obtuvieron 495 mg de nitrato ferroso, calcule el rendimiento de la reacción.

$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ MM = 180 g/mol fu

2 x 63 g HNO_3 ----- 180 g $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$

0,357 g HNO_3 ----- $\times = 0,51 \text{ g Fe}(\text{NO}_3)_2$

510 mg $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ ----- 100 % rendimiento

495 mg $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ ----- $\times = 97,06 \text{ % rendimiento}$

(2) (A) Dado los siguientes elementos ${}_{19}\text{M}$ y ${}_{34}\text{X}$:

a) Escribir la configuración electrónica de cada uno de ellos.



b) Indicar Período y Grupo al que pertenecen en la Tabla Periódica



c) Indicar el ion más estable para M y para X.



d) Indicar para M el número de electrones de la capa de valencia y describirlos empleando números cuánticos.

M tiene un electrón de valencia en el orbital 4s

Números cuánticos $\rightarrow (4; 0; 0; \frac{1}{2})$

e) Indicar cuál de los dos presentará el mayor valor de afinidad electrónica.

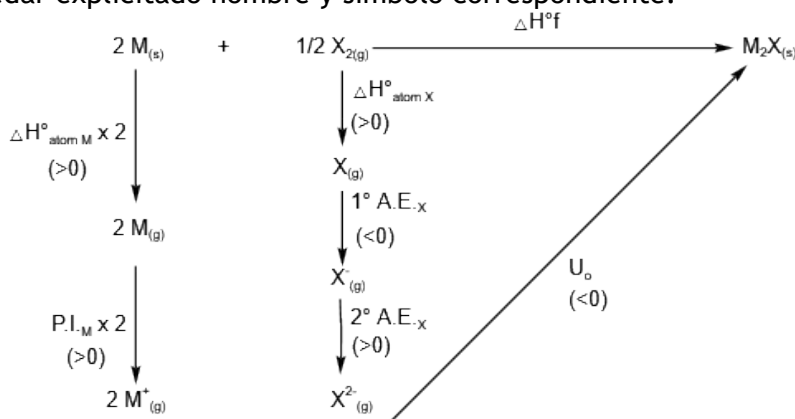


B- Cuando un electrón se excita del nivel $n=2$ a $n=5$, se origina una raya en el espectro del átomo de hidrógeno, ¿cuál es la longitud de onda asociada expresada en nm? Es una energía absorbida o emitida?

$$\frac{1}{\lambda} = 1,1 \times 10^7 \text{ m}^{-1} \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right) = 2,31 \times 10^6 \text{ m}^{-1} \Rightarrow \lambda = 4,33 \times 10^{-7} \text{ m} = 433 \text{ nm}$$

El proceso es de absorción de energía

(3) A) Esquematice el ciclo de Born-Haber para la formación de $\text{M}_2\text{X}(\text{s})$, a partir de $\text{M}(\text{s})$ y $\text{X}_2(\text{g})$ indicando los cambios energéticos relacionados con cada etapa. Importante: para cada paso debe quedar explicitado nombre y símbolo correspondiente.



B) Calcule el valor de energía de red (en kJ/mol) para el ciclo anterior.

$$\Delta H^\circ_f = (2 \times \Delta H^\circ_{\text{atom M}}) + (2 \times P.I._M) + \Delta H^\circ_{\text{atom X}} + 1^\circ A.E._X + 2^\circ A.E._X + U_o$$

$$-51,0 \text{ kJ/mol} = ((2 \times 385) + (2 \times 731) + 249,4 + (-141) + 744 + U_o) \text{ kJ/mol}$$

$$\Rightarrow U_o = -3135,4 \text{ kJ/mol}$$

Magnitudes termodinámicas (en kJ/mol)

ΔH° formación de M_2X	-51,0	ΔH° atomización X	249,4
ΔH° ionización I_1 M	731	ΔH° disociación X_2	498,73
ΔH° atomización M	385	AE_1 X/ X^-	-141
ΔH° sublimación M	385,1	AE_2 X^-/X^{2-}	744,0

(4) Se tiene una mezcla de dos gases a una temperatura de 39°C , siendo uno de ellos $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ y el otro, el gas A. La mezcla se encuentra contenida dentro de un recipiente de 900 cm^3 y ejerce una presión total de 608 mmHg. La fracción molar del gas A tiene un valor de 0,32.

a) Calcule la fracción molar de $H_2S(g)$ y su presión parcial en la mezcla, expresada en atmósferas.

$$P_T = 608 \text{ mm Hg} = \frac{608 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg/atm}} = 0,8 \text{ atm}$$

$$X_{H_2S} = 1 - X_A = 1 - 0,32 = 0,68$$

$$P_{H_2S} = X_{H_2S} \cdot P_T = 0,68 \cdot 0,8 \text{ atm} = 0,544 \text{ atm}$$

b) ¿Cuál será la masa molar del gas A si su velocidad de difusión es 0,73 veces menor que la velocidad de efusión del $H_2S(g)$? Nombre la ley teórica que rige dicho fenómeno.

Ley de Graham $\frac{v_A}{v_{H_2S}} = \sqrt{\frac{MM_{H_2S}}{MM_A}} \Rightarrow 0,73 = \sqrt{\frac{34 \text{ g/mol}}{MM_A}} \Rightarrow MM_A = 63,8 \text{ g/mol}$

(5) A) Clasifique las siguientes sustancias de acuerdo al tipo de sólido que forman, indicando las partículas constitutivas (moléculas, iones o átomos) y las fuerzas interparticulares que operan entre ellas.

	Partículas constitutivas	Fuerzas interparticulares	Tipo de sólido
CaS	Iones (catión Ca^{2+} ; anión S^{2-})	Fzas. Electrostáticas	Iónico
Cl₂	Moléculas	Fzas. de London	Molecular
C(grafito)	Átomos	Enlace covalente	Red covalente
H₂O	Moléculas	Puente hidrógeno	Molecular

B) ¿A cuál de los sólidos de la tabla corresponden los siguientes datos?: punto de fusión = 2525°C, fundido conduce la electricidad, es un buen conductor térmico.

Se trata del **CaS**

(6) Se prepara una muestra de 50 mL de una solución acuosa que contiene 1,08 g de la proteína del plasma sanguíneo, seroalbúmina humana. La disolución tiene una presión osmótica de 5,85 mmHg a 298 K. ¿Cuál es la masa molar de la albúmina?

proteína $\rightarrow$ no electrolito $\Rightarrow i = 1$

$$\Pi = i.M.R.T = 5,85 \text{ mmHg} = 7,6974 \times 10^{-3} \text{ atm}$$

$$\Rightarrow 7,6974 \times 10^{-3} \text{ atm} = 1 \cdot M \cdot 0,082 \frac{\text{dm}^3 \text{atm}}{\text{K mol}} \cdot 298 \text{ K}$$

$$\Rightarrow M = 3,15 \times 10^{-4} \text{ M}$$

1000 mL sol. ----- $3,15 \times 10^{-4} \text{ mol proteína}$

50 mL sol. ----- $x = 1,575 \times 10^{-5} \text{ mol proteína}$

$1,575 \times 10^{-5} \text{ mol}$ ----- $1,08 \text{ g proteína}$

1 mol ----- $x = 68571,43 \text{ g proteína} \Rightarrow MM_{\text{proteína}} = 68571,43 \text{ g/mol}$

(7) Se necesita evaporar etanol líquido (C_2H_5OH) de un recipiente que contiene 30 g de dicho alcohol a $23^\circ C$. Calcular la cantidad de calor (expresada en kJ) que debe ser entregada para lograr la evaporación completa del mismo.

Temperatura de ebullición normal: $78,5^\circ C$.

Calor específico del etanol: $0,456 \text{ cal/g } ^\circ C$

ΔH° vaporización: $42,6 \text{ kJ/mol}$

$$q_{total} = q_{calentamiento} + \Delta H_{vap}$$

$$q_{cal.} = m_{etanol} \cdot C_{e_{etanol}} \cdot \Delta T = 30 \text{ g} \cdot 0,456 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ C} \cdot (78,5 - 23) = 759,24 \text{ cal} = 3176,66 \text{ J} = 3,177 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{vap} = m_{etanol} \cdot \Delta H^\circ_{vap} = \frac{30 \text{ g}}{46 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 42,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = 27,69 \text{ kJ}$$

$$q_{total} = 3,177 + 27,69 = \mathbf{30,867 \text{ kJ}}$$