



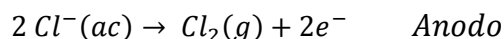
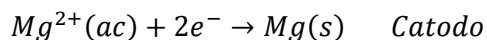
**QUIMICA GENERAL 2
PRIMERA EVALUACION
SOLUCION DEL EXAMEN**

PROPUESTA POR: LUIS VACA S – AYUDANTE ACADEMICO



1. El magnesio se obtiene industrialmente por electrólisis del cloruro de magnesio fundido a la temperatura de 750 °C.

a) Escriba las reacciones de oxidación y reducción de la electrolisis del cloruro de magnesio.



- b) Calcule los kg de magnesio que se obtienen cuando pasa una corriente de 2000 A a través de la celda electrolítica durante 10 horas, suponiendo que el rendimiento del proceso es del 88 %.

$$q = neq \times F = I \times t$$

$$t = 10 \text{ h} \times \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} = 36000 \text{ s}$$

$$neq = \frac{I \times t}{F} = \frac{(2000 \text{ A})(36000 \text{ s})}{(96500 \frac{C}{eq})} = 746,11 \text{ eq}$$

$$\text{Masa Mg} = 746,11 \text{ eq} \times \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ eq}} \times \frac{24,3 \text{ g Mg}}{1 \text{ mol Mg}} \times \frac{1 \text{ Kg}}{1000 \text{ g}} = 9,06 \text{ Kg Mg}$$

$$\text{Masa Mg al 88\%} = 9,06 \text{ Kg Mg} \times \frac{88 \text{ Kg Mg}}{100 \text{ Kg Mg}} = 7,98 \text{ Kg Mg}$$

- c) ¿Qué, volumen ocupa el gas desprendido en la celda anterior medido en condiciones normales?

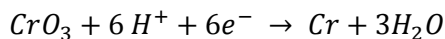
$$\text{Moles Cl}_2 = 746,11 \text{ eq} \times \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ eq}} = 373,05 \text{ moles de Cl}_2$$

$$\text{Moles Cl}_2 \text{ al 88\%} = 373,05 \text{ moles de Cl}_2 \times \frac{88 \text{ moles Cl}_2}{100 \text{ moles Cl}_2} = 328,3 \text{ moles Cl}_2$$

$$V \text{ Cl}_2 = 328,3 \text{ moles de Cl}_2 \times \frac{22,4 \text{ L C.N.}}{1 \text{ mol}} = 7353,56 \text{ L de Cl}_2$$

2. Se pretende depositar Cr metal, por electrolisis, de una disolución ácida que contiene óxido de cromo(VI) CrO₃

a) Escriba la semirreacción de reducción.



b) ¿Cuántos gramos de Cr se depositarán si se hace pasar una corriente de 1.10^8 C?

$$q = neq \times F$$

$$neq = \frac{q}{F} = \frac{1 \times 10^8 \text{ C}}{96500 \text{ C/eq}} = 1036,27 \text{ eq}$$

$$m \text{ Cr} = 1036,27 \text{ eq} \times \frac{1 \text{ mol}}{6 \text{ eq}} \times \frac{52 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 8981 \text{ g de Cr}$$

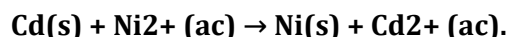
c) ¿Cuánto tiempo tardará en depositarse un gramo de Cr si se emplea una corriente de 6 A?

$$neq = 1 \text{ g Cr} \times \frac{1 \text{ mol}}{52 \text{ g}} \times \frac{6 \text{ eq}}{1 \text{ mol}} = 0,11 \text{ eq}$$

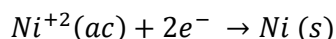
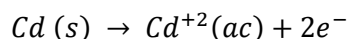
$$t = \frac{neq \times F}{I} = \frac{(0,11 \text{ eq})(96500 \frac{\text{C}}{\text{eq}})}{(6 \text{ A})} = 1855,77 \text{ s}$$

$$t = 1855,77 \text{ s} \times \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} = 30,93 \text{ min}$$

3. La siguiente celda voltaica consiste en una tira de cadmio sumergida en una solución de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ 0.1 M y el otro tiene una tira de níquel colocada en una solución de NiCl_2 0.3 M, entre ambos compartimientos existe un puente salino de KCl, el proceso se lleva a cabo a 298 K:



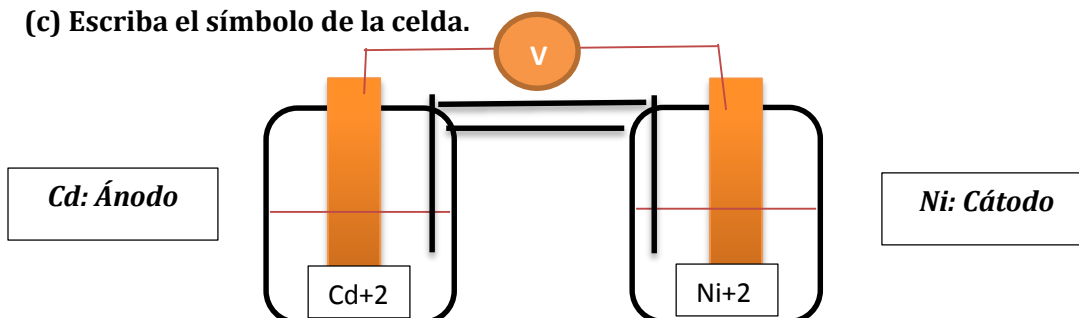
(a) Escriba ambas semireacciones.



(b) ¿Cuál electrodo es el ánodo y cuál es el cátodo?

El ánodo es el Cd porque en el ocurre la oxidación y el cátodo es el Ni porque en el ocurre la reducción.

(c) Escriba el símbolo de la celda.



(d) Determine la FEM de la celda.

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

$$E^{\circ} = E^{\circ} \text{ catodo} - E^{\circ} \text{ anodo}$$

$$E^{\circ} = -0.25 \text{ V} - (-0.40 \text{ V}) = 0.15 \text{ V}$$

$$Q = \frac{[Cd^{+2}]}{[Ni^{+2}]} = \frac{0.1}{0.3} = 0.3333$$

$$E = (0.15 \text{ V}) - \frac{0,0592}{2} \log(0.3333) = 0.1641 \text{ V}$$

(e) Determine la energía libre estándar de la pila.

$$\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$$

$$\Delta G^{\circ} = -(2 \text{ eq}) \left(96500 \frac{\text{C}}{\text{eq}} \right) (0.15 \text{ V}) = -28950 \text{ C.V}$$

$$\Delta G^{\circ} = -28950 \text{ C.V} \times \frac{1 \text{ J}}{1 \text{ C.V}} \times \frac{1 \text{ KJ}}{1000 \text{ J}} = -28.95 \text{ KJ}$$

4. Dos objetos sólidos, A y B, se colocan en agua en ebullición y se permite que alcancen la temperatura del agua. Después, se sacan y se colocan cada uno en un vaso que contiene 1000 g de agua a 10.0°C. El objeto A eleva la temperatura del agua en 3.50°C; el objeto B eleva la temperatura del agua en 2.60°C.

(a) ¿Cuál objeto tiene mayor capacidad calorífica?

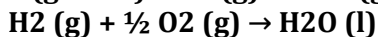
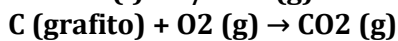
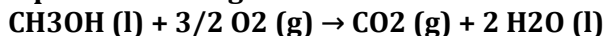
Ambos objetos se colocan a la misma temperatura inicial de 100°C porque el agua está hirviendo, luego se colocan en recipientes con el mismo contenido de agua. Como el objeto A logra aumentar mucho más la temperatura del agua que el objeto B, entonces el objeto A debió absorber mucho más energía calórica del agua hirviendo que el objeto B, por esta razón el objeto A tiene mayor capacidad calorífica que B.

(b) ¿Qué puede decir acerca de los calores específicos de A y B?

Para poder comparar los calores específicos necesitamos las masas de cada sustancia, recordando que la capacidad calorífica es el producto de la masa por el calor específico.

Capacidad calorífica: C=mc (masa x calor específico)

5. A partir de los siguientes calores de combustión:

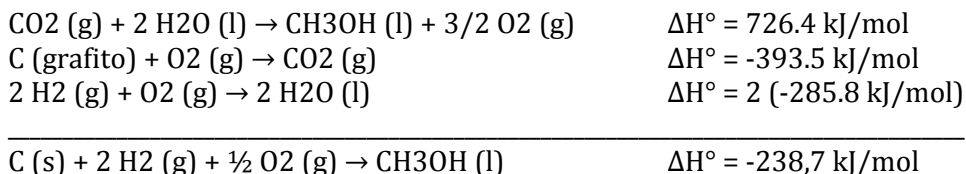


$$\Delta H^{\circ} \text{ reac} = -726.4 \text{ kJ/mol}$$

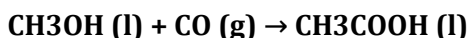
$$\Delta H^{\circ} \text{ reac} = -393.5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^{\circ} \text{ reac} = -285.8 \text{ kJ/mol}$$

Calcule la entalpia de formación del metanol (CH₃OH) a partir de sus elementos:
C (grafito) + 2 H₂ (g) + ½ O₂ (g) → CH₃OH (l)



6. El ácido acético se fabrica combinando metanol con monóxido de carbono, como se indica en la reacción descrita a continuación:



(a) Calcule la constante de equilibrio de la reacción a 25°C.

$$\Delta H^\circ_{reacc} = [\Delta H^\circ \text{CH}_3\text{COOH}] - [\Delta H^\circ \text{CH}_3\text{OH} + \Delta H^\circ \text{CO}]$$

$$\Delta H^\circ_{reacc} = \left[(1 \text{ mol}) \left(-432.3 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} \right) \right] - \left[(1 \text{ mol}) \left(-238.7 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} \right) + (1 \text{ mol}) \left(-110.5 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} \right) \right]$$

$$\Delta H^\circ_{reacc} = -83.1 \text{ KJ}$$

$$\Delta S^\circ_{reacc} = [S^\circ \text{CH}_3\text{COOH}] - [S^\circ \text{CH}_3\text{OH} + S^\circ \text{CO}]$$

$$\Delta S^\circ_{reacc} = \left[(1 \text{ mol}) \left(282.5 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) \right] - \left[(1 \text{ mol}) \left(126.8 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) + (1 \text{ mol}) \left(197.7 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) \right]$$

$$\Delta S^\circ_{reacc} = -42 \text{ J/K}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = -83.1 \text{ KJ} - (298 \text{ K}) \left(-0.042 \frac{\text{KJ}}{\text{K}} \right) = -70.58 \text{ KJ}$$

$$K_{eq} = e^{-\frac{\Delta G^\circ}{RT}}$$

$$K_{eq} = e^{-\frac{-70.58 \text{ KJ}}{(8.31 \times 10^{-3} \text{ J/K})(298 \text{ K})}} = 2,39 \times 10^{12}$$

(b) Un incremento de temperatura provocara un aumento o una disminución de la fracción molar de ácido acético en el equilibrio

Un aumento de temperatura reduce la fracción molar de CH₃COOH en el equilibrio, porque al tener la constante un valor mayor a 1, el equilibrio esta desplazado hacia la formación de productos. Como la reacción es exotérmica (ΔH (-)) al aumentar la temperatura, aumenta la proporción de los productos y para mantener el equilibrio este debe desplazarse a la izquierda reduciendo la cantidad de ácido acético (Principio de Le-Chatelier)

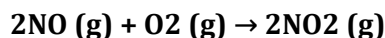
(c) ¿A qué temperatura tendrá esta reacción una constante de equilibrio igual a 1?

$$K_{eq} = 1 \rightarrow \Delta G = 0$$

$$\Delta H - T\Delta S = 0$$

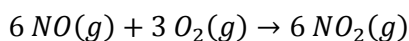
$$T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{-83.1 \text{ KJ}}{-0.042 \frac{\text{KJ}}{\text{K}}} = 1978.6 \text{ K} \rightarrow 1705.6 \text{ }^\circ\text{C}$$

7. La oxidación del óxido nítrico a óxido de nitrógeno es una etapa clave en la formación del smog:



Si reaccionan 6 moles de NO con 3 moles de O₂ a 1 atm y 25°C para formar NO₂

- a) Calcular el trabajo realizado contra una presión de 1 atm.



$$W = -P\Delta V = \Delta nRT = -(6 - 9)\text{moles} \left(8,31 \frac{\text{J}}{\text{molK}}\right) (298 \text{ K}) = 7,429.1 \text{ J}$$

- b) ¿Cuál es la variación de energía interna?

$$\Delta H^\circ = 6 \text{ mol} \left(33.18 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}\right) - \left[6 \text{ mol} \left(90.25 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}\right) + 3 \text{ mol} \left(0 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}\right)\right]$$

$$\Delta H^\circ = -342.4 \text{ KJ}$$

$$\Delta U = Q + W \rightarrow P = \text{Constante} \rightarrow Q = \Delta H$$

$$\Delta U = \Delta H + W = -342.4 \text{ KJ} + 7.4 \text{ KJ} = -335.0 \text{ KJ}$$

8. La reacción: $\text{SO}_2\text{(g)} + 2\text{H}_2\text{S(g)} \rightarrow 3\text{S(s)} + 2\text{H}_2\text{O(g)}$

Es la base de un método que se ha sugerido para eliminar el SO₂ de los gases de chimenea de las centrales termoeléctricas:

- (a) ¿Cuál es la constante de equilibrio de la reacción a 298 K?

$$\Delta H^\circ_{\text{reacc}} = [3 \Delta H^\circ \text{S} + 2 \Delta H^\circ \text{H}_2\text{O}] - [\Delta H^\circ \text{SO}_2 + 2 \Delta H^\circ \text{H}_2\text{S}]$$

$$\Delta H^\circ = \left[(3 \text{ mol}) \left(0 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}\right) + (2 \text{ mol}) \left(-241.8 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}\right) \right] - \left[(1 \text{ mol}) \left(-296.8 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}\right) + (2 \text{ mol}) \left(-20.63 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}\right) \right]$$

$$\Delta H^\circ = -145.54 \text{ KJ}$$

$$\Delta S^\circ = [3S^\circ \text{S} + 2S^\circ \text{H}_2\text{O}] - [S^\circ \text{SO}_2 + 2S^\circ \text{H}_2\text{S}]$$

$$\Delta S^\circ = \left[(3 \text{ mol}) \left(31.88 \frac{\text{J}}{\text{mol.K}}\right) + (2 \text{ mol}) \left(188.8 \frac{\text{J}}{\text{mol.K}}\right) \right] - \left[(1 \text{ mol}) \left(248.2 \frac{\text{J}}{\text{mol.K}}\right) + (2 \text{ mol}) \left(205.8 \frac{\text{J}}{\text{mol.K}}\right) \right]$$

$$\Delta S^\circ = -186.56 \text{ J/K}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta^\circ S = -145.54 \text{ KJ} - (298 \text{ K}) \left(-0.186 \frac{\text{KJ}}{\text{K}} \right) = -90.11 \text{ KJ}$$

$$K_{eq} = e^{-\frac{\Delta G^\circ}{RT}}$$

$$K_{eq} = e^{-\frac{-90.11 \text{ KJ}}{(8.31 \times 10^{-3} \text{ J/K})(298 \text{ K})}} = 6.35 \times 10^{15}$$

(b) En principio, ¿constituye esta reacción un método viable para eliminar el SO₂?

El proceso es factible en principio, debido a que el cambio en la energía libre estándar es negativo. Sin embargo, el uso de H₂S (g) representa un grave riesgo de seguridad.

(c) Si P_{O₂} = P_{H₂S} y la presión de vapor de agua es de 25 torr, calcule la presión de equilibrio de SO₂ en el sistema a 298 K.

$$P_{O_2} = P_{H_2S} = P_x; P_{H_2O} = 25 \text{ torr} \rightarrow 0.033 \text{ atm}$$

$$K_{eq} = \frac{(P_{H_2O})^2}{(P_{H_2S})^2 (P_{SO_2})} = 6.31 \times 10^{15}$$

$$\frac{(P_{H_2O})^2}{(P_x)^3} = 6.31 \times 10^{15}$$

$$\frac{(0.033)^2}{(P_x)^3} = 6.31 \times 10^{15}$$

$$P_x = 5.57 \times 10^{-7} \text{ atm}$$

(d) ¿Es de esperar que el proceso sea más eficaz, o menos eficaz, a temperaturas más altas?

El proceso será menos eficaz a temperaturas elevadas, porque disminuiría el valor de la constante de equilibrio y este se desplazaría hacia los reactivos, sin poder eliminar de esta manera el SO₂