



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



PROPUESTA POR: LUIS VACA S – AYUDANTE ACADEMICO

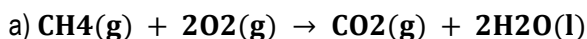
1. Prediga si el cambio de entropía es positivo o negativo para cada una de las siguientes reacciones.

Reacciones	S° negativo	S° positivo
$S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$		X
$MgCO_3(g) \rightarrow MgO(s) + CO_2(g)$	X	
$H_2(g) + CuO(s) \rightarrow Cu(s) + H_2O(g)$		X
$2Al(s) + 3ZnO(s) \rightarrow Al_2O_3(s) + 3Zn(s)$	X	
$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(l)$	X	

2. En una fábrica de cemento es necesario aportar 3300 KJ por cada Kg de producto. La energía se obtiene por combustión de gas natural (metano puro).
- Formular y ajustar la ecuación de combustión del gas natural.
 - Determinar el calor de combustión completa del gas natural.
 - Calcular cuántos kg de gas natural son necesarios por toneladas de cemento producido.
 - ¿Cuántos m³ de aire, medidos a 1 atm y 25°C serán necesarios para la combustión completa en el literal c?

Datos: el aire contiene 21% oxígeno

ΔH° (KJ/mol) $CO_2 = -393,5$; $H_2O = -285,5$; $CH_4 = -887$



b) $\Delta H^\circ_{reacc} = [\Delta H^\circ_{CO_2} + 2 \Delta H^\circ_{H_2O}] - [\Delta H^\circ_{CH_4} + 2\Delta H^\circ_{O_2}]$

$$\Delta H^\circ_{reacc} = \left[(1 \text{ mol})(-393,5 \frac{KJ}{mol}) + (2 \text{ moles})(-285,5 \frac{KJ}{mol}) \right] - \left[(1 \text{ mol})(-887 \frac{KJ}{mol}) + (2 \text{ moles})(0) \right]$$

$$\Delta H^\circ_{reacc} = -77,5 \text{ KJ}$$

- c) Energía requerida por tonelada de cemento

$$\text{Energía} = 1 \text{ ton cemento} \times \frac{1000 \text{ Kg}}{1 \text{ ton}} \times \frac{3300 \text{ KJ}}{1 \text{ Kg}} = 3,3 \times 10^6 \text{ KJ}$$

$$\text{Kg de } CH_4 = 3,3 \times 10^6 \text{ KJ} \times \frac{77,5 \text{ KJ}}{1 \text{ mol } CH_4} \times \frac{1 \text{ mol } CH_4}{16 \text{ g } CH_4} \times \frac{1 \text{ Kg}}{1000 \text{ g}} = 15984,4 \text{ Kg de } CH_4$$

- d) Moles de oxígeno necesario para la combustión completa del metano del literal anterior:

$$15984,4 \text{ Kg de } CH_4 \times \frac{1 \text{ Kmol } CH_4}{16 \text{ Kg } CH_4} \times \frac{2 \text{ Kmol } O_2}{1 \text{ Kmol } CH_4} = 199,8 \text{ Kmol } O_2$$

Moles de aire para la combustión completa:

$$199,8 \text{ Kmol } O_2 \times \frac{100 \text{ Kmol aire}}{21 \text{ Kmol } O_2} = 951,4 \text{ Kmol aire}$$

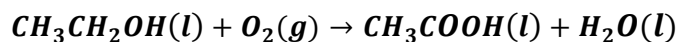
Volumen de aire en condiciones estándar: 1 atm y 25°C

$$PV = nRT \rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{(951,4 \text{ Kmol})(0,082 \frac{\text{m}^3 \text{ atm}}{\text{Kmol K}})(298 \text{ K})}{1 \text{ atm}} = 23248,4 \text{ m}^3 \text{ aire}$$

3. Llenar la tabla a continuación referente a las celdas galvánicas y electrolíticas

Tipo de celda	Reacción en el ánodo	Reacción en el cátodo	Signo del ánodo	Signo del cátodo	Ley que aplica	Proceso espontaneo o forzado	Produce o requiere energía
Galvánica	Oxidación	Reducción	-	+	Ley de Nerst	Espontaneo	Produce energía
Electrolítica	Oxidación	Reducción	+	-	Ley de Faraday	Forzado	Requiere energía

4. Para la siguiente reacción:



A condiciones estándar calcular: a) la entalpia; b) la energía interna; c) la entropía de la reacción; d) La energía de Gibbs

	ΔH_f (KJ/mol)	S° (J/K. mol)
CH ₃ CH ₂ OH (l)	-277.3	160.7
CH ₃ COOH (l)	-487.0	159.9
H ₂ O (l)	-285.8	70
O ₂ (g)	0	205

a) Entalpia de la reacción:

$$\Delta H^\circ_{reacc} = [\Delta H^\circ_{CH_3COOH} + \Delta H^\circ_{H_2O}] - [\Delta H^\circ_{CH_3CH_2OH} + \Delta H^\circ_{O_2}]$$

$$\Delta H^\circ_{reacc} = \left[(1 \text{ mol})(-487.0 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}) + (1 \text{ mol})(-285.8 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}) \right] - \left[(1 \text{ mol})(-277.3 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}) + (1 \text{ mol})(0) \right]$$

$$\Delta H^\circ_{reacc} = -485.5 \text{ KJ}$$

b) Energía interna:

$$\Delta U = q + w$$

$$A P = cte \rightarrow q = \Delta H^\circ = -485.5 \text{ KJ}$$

$$w = -P\Delta V = -\Delta nRT = -(0 - 1) \left(8,31 \frac{\text{J}}{\text{molK}} \right) (298 \text{ K}) = 2476,4 \text{ J} \rightarrow 2,48 \text{ KJ}$$

$$\Delta U = q + w = -485.5 \text{ KJ} + 2,48 \text{ KJ} = -493,02 \text{ KJ}$$

c) Entropía de la reacción

$$\Delta S^{\circ}reacc = [S^{\circ}CH_3COOH + S^{\circ}H_2O] - [S^{\circ}CH_3CH_2OH + S^{\circ}O_2]$$

$$\Delta S^{\circ}reacc = \left[(1 \text{ mol})\left(159.9 \frac{J}{K \cdot mol}\right) + (1 \text{ mol})\left(70 \frac{J}{K \cdot mol}\right) \right] - \left[(1 \text{ mol})\left(160.7 \frac{J}{K \cdot mol}\right) + (1 \text{ mol})\left(205 \frac{J}{K \cdot mol}\right) \right]$$

$$\Delta S^{\circ}reacc = -180.8 \frac{J}{K} \rightarrow -0.18 \frac{KJ}{K}$$

d) Energía de Gibbs

$$\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T\Delta S^{\circ} = -485.5 \text{ KJ} - (298 \text{ K}) \left(-0.18 \frac{KJ}{K} \right) = -431.6 \text{ KJ}$$

5. Una muestra de uranita (mineral que contiene uranio), contiene 0,6 g de ^{238}U y 0.12 g de ^{206}Pb . ¿Cuál es la antigüedad del mineral? La vida media del ^{238}U es de $4,5 \cdot 10^9$ años. Masa atómica $^{238}\text{U} = 238$ uma. Masa atómica $^{206}\text{Pb} = 206$ uma.

Para determinar la edad del mineral debemos determinar la cantidad inicial de reactivo que es el Uranio, debido a que el Plomo es producto de una desintegración radiactiva del uranio.

$$\ln\left(\frac{A}{A_0}\right) = -kt$$

Cantidad actual de Uranio= 0,6 g

Cantidad inicial de Uranio= Cantidad actual + Cantidad trasformada en Pb

$$m \text{ U transformado} = 0.12 \text{ g Pb} \times \frac{238 \text{ g U}}{206 \text{ g Pb}} = 0.14 \text{ g U}$$

$$m \text{ inicial U} = 0.6 \text{ g} + 0.14 \text{ g} = 0,74 \text{ g U}$$

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k} \rightarrow k = \frac{\ln 2}{t_{1/2}} = \frac{\ln 2}{4,5 \times 10^9 \text{ años}} = 1,54 \times 10^{-10} \text{ años}^{-1}$$

$$\ln\left(\frac{0,6 \text{ g U}}{0,74 \text{ g U}}\right) = -(1,54 \times 10^{-10} \text{ años}^{-1})t$$

$$t = 1,36 \times 10^9 \text{ años}$$

6. Se desea, mediante electrolisis, cubrir una superficie metálica de 15 cm^2 con 1 mm de espesor de plata, haciendo pasar una corriente eléctrica de 3,0 Amperios. Calcular la cantidad de electricidad que será necesaria así como el tiempo requerido.

Datos: Densidad de la plata = $10,5 \text{ g/cm}^3$; Masa atómica de la plata = 107,87

Volumen de metal que se desea electrolizar:

$$V = A \times esp = 15 \text{ cm}^2 \times \left(1 \text{ mm} \times \frac{1 \text{ cm}}{10 \text{ mm}} \right) = 1,5 \text{ cm}^3$$

Masa de plata del volumen que se desea recubrir

$$\rho = \frac{m}{V} \rightarrow m = \rho V = \left(10,5 \frac{g}{cm^3}\right) (1,5 cm^3) = 15,75 g \text{ de Ag}$$

Numero de equivalentes de Ag

$$n \text{ eq} = \frac{m}{\frac{Pm}{Val}} = \frac{15,75 g \text{ Ag}}{\frac{107,87 g/mol}{1 eq/mol}} = 0,15 \text{ eq Ag}$$

Cantidad de electricidad

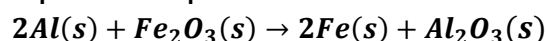
$$q = nF = (0,15 \text{ eq Ag}) \left(96500 \frac{C}{eq}\right) = 14475 C$$

Cantidad de tiempo

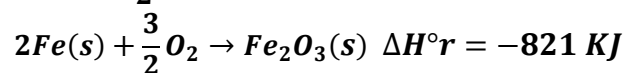
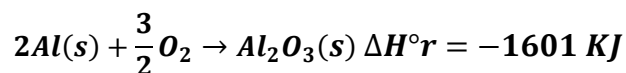
$$q = It$$

$$t = \frac{q}{I} = \frac{14475 C}{3 A} = 4825 s$$

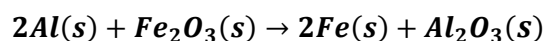
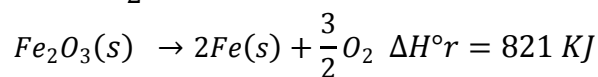
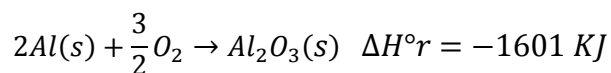
7. Calcule el cambio de entalpia estándar para la reacción:



Conociendo que:



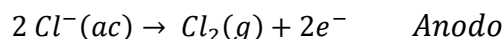
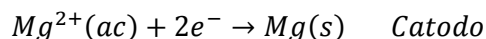
Aplicando la ley de Hess se obtiene:



$$\Delta H^\circ r = -1601 + 821 = -780 KJ$$

8. El magnesio metálico puede obtenerse por la electrolisis de $MgCl_2$ fundido.

a. Indique las reacciones que tienen lugar en el ánodo y el cátodo de la célula electrolítica.



b. Si se hace pasar una corriente de 2.5 A a través de $MgCl_2$ fundido durante 550 minutos. ¿Cuántos gramos de Mg(s) se depositaran?

$$q = nF = It$$

$$t = 550 \text{ min} \times \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 33,000 \text{ s}$$

$$n = \frac{It}{F} = \frac{(2.5 \text{ A})(33,000 \text{ s})}{(96,500 \frac{\text{C}}{\text{eq}})} = 0,85 \text{ eq}$$

$$\text{Moles Mg} = 0,85 \text{ eq} \times \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ eq}} = 0,43 \text{ moles Mg}$$

$$\text{Masa Mg} = 0,43 \text{ moles Mg} \times \frac{24,3 \text{ g Mg}}{1 \text{ mol Mg}} = 10,5 \text{ g Mg}$$

c. ¿Cuántos litros de Cl_2 (g), medidos en condiciones normales se obtendrán?

Datos: $Mg = 24,3 \text{ g/mol}$; 1 Faraday = 96500 C/mol

$$\text{Moles } Cl_2 = 0,85 \text{ eq} \times \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{2 \text{ eq}} = 0,43 \text{ moles } Cl_2$$

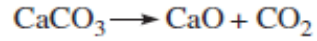
$$PV = nRT \rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{(0,43 \text{ moles}) \left(0,082 \frac{\text{l atm}}{\text{mol K}}\right) (298 \text{ K})}{1 \text{ atm}} = 10,5 \text{ l de } Cl_2$$

9. Mediante un diagrama de bloques describa los principales procesos utilizados en la potabilización de un agua superficial.

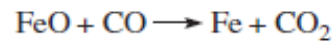
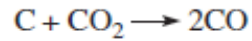


10. Escriba las principales reacciones que se llevan a cabo durante la metalurgia del hierro, así como las temperaturas a las que se producen dichas reacciones.

200°C



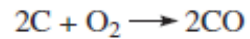
700°C



1200°C

El hierro se funde y se forma escoria fundida

1500°C



2000°C