FACULTAD DE QUÍMICA
PONTIFICIA UNIVERSIDAD CATÓLICA DE CHILE

Pontificia Universidad Católica de Chile
Facultad de Química
Dirección Académica
Santiago, 10 de junio de 2022

QUÍMICA GENERAL PARA INGENIERÍA

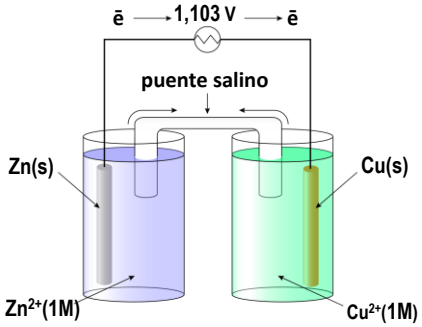
Pauta Interrogación II 2022

Notas para los ayudantes correctores:

- En las preguntas de desarrollo considere en las respuestas un margen de error de ±5%
- Si la respuesta no incluye unidades de medida descuente 1 punto del puntaje asociado a la pregunta
- Si la respuesta tiene el signo erróneo, descuente 2 puntos del puntaje total de la pregunta.
- En algunos casos, las preguntas pueden resolverse de varias formas diferentes, si el estudiante tiene correcto el resultado final se le debe asignar todo el puntaje de la pregunta.

Pregunta 1: Selección múltiple (32 puntos)

1.- Según la figura que se muestra a continuación.



¿Cuál es el esquema de celda que representa la celda galvánica correctamente?

a) Zn^{2+} | Zn(s) || Cu(s) | Cu^{2+}
b) Zn^{2+} (1 mol/L) | Zn(s) || Cu(s) | Cu^{2+} (1 mol/L)
c) Cu^{2+} (1 mol/L) | Cu(s) || Zn(s) | Zn^{2+} (1 mol/L)
d) Cu(s) | Cu^{2+} (1 mol/L) || Zn^{2+} (1 mol/L) | Zn(s)
e) Zn(s) | Zn^{2+} (1 mol/L) || Cu^{2+} (1 mol/L) | Cu(s)

2.- Para la siguiente reacción que se encuentra en equilibrio, indique cuál(es) de las siguientes afirmaciones es (son) **VERDADERA(S)**

$$A_{(ac)} + 2B_{(ac)} \rightleftarrows AB_{2(ac)}$$

I: Si se aumentan las concentraciones iniciales de A y B (a temperatura constante), *K* aumenta.
II: Si al sistema se le agregan más moles del reactivo A, el equilibrio se desplazará hacia la formación de productos.
III: Q = *K*.
IV: La variación de la energía libre de Gibbs es negativa.

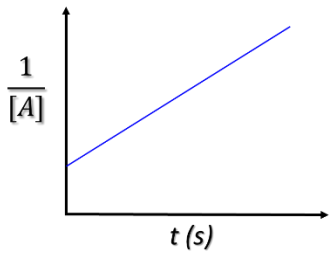
a) I, II, III
b) II, III
c) I, III, IV
d) I, II
e) II, III, IV

3.- Según la teoría ácido-base de **Lewis** las bases son

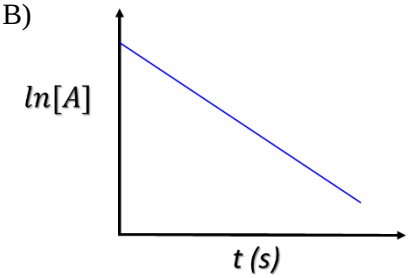
a) Sustancias que liberan iones hidroxilos (OH^-)
b) Sustancias que aceptan un par de electrones
c) Sustancias que aceptan protones (H^+) o iones hidronio H_3O^+
d) Sustancias que necesitan formar pares ácido-base conjugados
e) Sustancias que ceden un par de electrones

4.- De acuerdo a las siguientes figuras, diga cuál(es) de la(s) afirmación(es) **ES(SON) FALSA(S).**

A)



B)



I. La Figura A corresponde a una reacción de primer orden.
II. La Figura A y B corresponde a cinéticas en reacciones unimoleculares.
III. La pendiente en ambas Figuras se relaciona con la constante de velocidad.

a) Solo II
b) Solo I
c) Solo III
d) I y II
e) II y III

5.- En relación a la Charla Magistral *"Back to the Future: Transformando energía química de residuos en energía eléctrica para un futuro sustentable"* dictada por el profesor Ignacio Vargas, indique cuál de las siguientes afirmaciones es **VERDADERA.**

a) La mayoría de los microorganismos en el ambiente no forman biopelículas.
b) En la degradación de materia orgánica por microorganismos el oxígeno actúa como aceptor de electrones.
c) Las celdas de combustible microbiano pueden tratar las aguas servidas, pero no generan energía.
d) En una celda de combustible microbiano se reduce la materia orgánica.
e) En la oxidación aeróbica de glucosa la reacción no es termodinámicamente factible por lo que deben intervenir los microorganismos para que ocurra.

6.- Considere una solución que tiene una concentración de $[H^+] = 5{,}0 \cdot 10^{-3}\ mol/L$. Con respecto a esto, cual o cuales de las afirmaciones es (son) **VERDADERAS**

I: El pOH de la solución 12,70
II: La concentración de $[OH^-] = 2 \cdot 10^{-11}\ mol/L$
III: La solución tiene un pH ácido
IV: El pH de la solución es 2,30

a) Solo I
b) Solo II
c) I, II y III
d) III y IV
e) I y II

7.- Si en una celda electroquímica, se tiene un cátodo formado por oro (Au^{3+} (aq) / Au(s) E^0 = +1,31 V)
¿Cuál de los siguientes pares redox sería la mejor opción para un ánodo?

a) $IO_3^-{}_{(ac)}$ / $I^-_{(ac)}$ E^0 = +1,08V
b) $Co^{3+}{}_{(ac)}$ / $Co^{2+}{}_{(ac)}$ E^0 = +1,82V
c) $ClO_4^-{}_{(ac)}$ / $Cl^-_{(ac)}$ E^0 = +1,37V
d) $Ag^+{}_{(ac)}$ / $Ag_{(s)}$ E^0 = 0.80 V
e) $Al^{3+}{}_{(ac)}$ / $Al_{(s)}$ E^0 = -1,67 V

8.- Indique la alternativa que determina la expresión de la constante de equilibrio para la siguiente reacción

$$2PbS_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightleftarrows 2PbO_{(s)} + 2SO_{2(g)}$$

a) $Kc = \frac{[PbO]^2[SO2]^2}{[PbS]^2[O2]^3}$
b) $Kp = \frac{P_{PbO}{}^2 P_{SO_2}{}^2}{P_{PbS}{}^2 P_{O_2}{}^3}$
c) $Kc = \frac{[PbO]^2}{[PbS]^2}$
d) $Kp = \frac{P_{SO_2}{}^2}{P_{O_2}{}^3}$
e) $Kp = \frac{P_{O_2}{}^3}{P_{SO_2}{}^2}$

Pregunta 2: Disoluciones (8 puntos)

El cisplatino (301,1 g/mol) es un fármaco metálico utilizado para el tratamiento quimioterapéutico de varios tipos de cáncer. Para administrar el fármaco, un profesional bioquímico debe preparar 330 µL de una disolución de cisplatino de concentración $1 \cdot 10^{-4}$ mol/L. Para esto, el profesional dispone de 10 mL de una solución de cisplatino de concentración 10% *m/v*, de la cual extrae una alícuota de 100 µL y completa un volumen final de 5 mL, obteniendo una disolución A de concentración C_A.

a) Determine la concentración molar de C_A

b) Calcule el volumen que debe extraer de la solución A para preparar el fármaco del paciente.

Solución:

a) 10 g cisplatino → 100 mL de solución

x g cisplatino → 10 mL de solución

x = 1 g de cisplatino en 10 mL de solución **(1 punto)**

$$\text{mol} = \frac{1 \text{ g de cisplatino}}{301{,}1 \text{ g/mol}} = 3{,}32 \cdot 10^{-3} \text{ mol de cisplatino}$$ **(1 punto)**

[cisplatino]: $3{,}32 \cdot 10^{-3}$ mol de cisplatino → 10 mL de solución

x mol de cisplatino → 1000 mL de solución

[cisplatino] = 0,33 mol/L **(1 punto)**

$C_1 \cdot V_1 = C_A \cdot V_A$

$0{,}33 \text{ mol/L} \cdot 100 \text{ µL} = C_2 \cdot 5000 \text{ µL}$

$C_A = 6{,}6 \cdot 10^{-3}$ mol/L **(3 puntos)**

b) $C_A \cdot V_A = C_{\text{fármaco}} \cdot V_{\text{fármaco}}$

$6{,}6 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \cdot V_A = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot 330 \text{ µL}$

$V_{\text{fármaco}} = 5$ µL **(2 puntos)**

Pregunta 3: Cinética Química (15 puntos)

1.- Los recursos de yodo en Chile se encuentran en los depósitos de nitratos de las regiones de Tarapacá y Antofagasta, en la forma de yodato de calcio, $Ca(IO_3)_2$. Las reservas en estos depósitos se estiman en 1,8 millones de toneladas de yodo, las segundas a nivel mundial. Debido a la importancia de este mineral para la economía nacional, se le ha solicitado caracterizar cinéticamente la reacción de obtención de yodo mostrada a continuación y cuyos resultados experimentales se resumen en la **tabla 1**.

$$IO_{3(ac)}^{-} + 5I_{(ac)}^{-} + 6H_{(ac)}^{+} \rightarrow 3I_{2(ac)} + 3H_2O_{(l)}$$

Tabla 1. Cambio de la velocidad inicial v_o de la reacción de formación de yodo I_2 con respecto a la concentración inicial de los reactantes a temperatura constante.

Ensayo	$[IO_3^-]_0\ (mol/L)$	$[I^-]_0\ (mol/L)$	$[H^+]_0\ (mol/L)$	$v_o\ (mol/L.s)$
1	0,10	0,10	0,10	$5{,}0x10^{-4}$
2	0,20	0,10	0,10	$1{,}0x10^{-3}$
3	0,10	0,30	0,10	$1{,}5x10^{-3}$
4	0,10	0,30	0,20	$6{,}0x10^{-3}$
5	0,20	0,20	0,20	

Determine a partir de los datos experimentales presentados en la **tabla 1 (10 puntos)**:

a) La ley de velocidad para la reacción de obtención de yodo y el orden global de reacción. Justifique con cálculos.

b) La constante de velocidad expresando correctamente sus unidades

c) La velocidad inicial de reacción para el ensayo número 5

Solución:

a) Considerando una ley de velocidad = $v = k[IO_3^-]^x[I^-]^y[H^+]^z$

Determinamos x dividendo 2/1

$$\frac{1{,}0x10^{-3}}{5{,}0x10^{-4}} = \frac{k[0{,}2]^x[0{,}1]^y[0{,}1]^z}{k[0{,}1]^x[0{,}1]^y[0{,}1]^z}$$

$2 = (2)^x; x = 1$ **(1,5 puntos)**

Determinamos y dividendo 3/1

$$\frac{1{,}5x10^{-3}}{5{,}0x10^{-4}} = \frac{\mathrm{k}[0{,}1]^x[0{,}3]^y[0{,}1]^z}{\mathrm{k}[0{,}1]^x[0{,}1]^y[0{,}1]^z}$$

$$3 = (3)^y;\ y = 1$$ **(1,5 puntos)**

Determinamos z dividendo 4/3

$$\frac{6{,}0x10^{-3}}{1{,}5x10^{-3}} = \frac{\mathrm{k}[0{,}1]^x[0{,}3]^y[0{,}2]^z}{\mathrm{k}[0{,}1]^x[0{,}3]^y[0{,}1]^z}$$

$$4 = (2)^z;\ z = 2$$ **(1,5 puntos)**

Ley de velocidad = $v = k[IO_3^-]^1[I^-]^1[H^+]^2$ **(1,5 puntos)**

Orden global de reacción = x+y+z = 1+1+2 = 4 **(1,0 punto)**

B) Constante de velocidad

Utilizando cualquier conjunto de datos de los ensayos 1-4.

$$k = \frac{v}{[IO_3^-]^1[I^-]^1[H^+]^2} = \frac{5{,}0x10^{-4}mol/l.s}{[0{,}1]^1[0{,}1]^1[0{,}1]^2 mol^4/l^4} = 5{,}0\ L^3/mol^3.s$$

(1,0 punto) valor de k, (1,0 punto) unidades correctas

C) La velocidad inicial de reacción para el ensayo número 5

$$v = k[IO_3^-]^1[I^-]^1[H^+]^2$$

$$v = 5{,}0\ l^3/mol^3.s[0{,}2]^1[0{,}2]^1[0{,}2]^2\ mol^4/L^4 = 8{,}0x10^{-3}mol/L.s$$

(1,0 punto)

2.- Para una reacción de descomposición, con formula general:

$$A \rightarrow B + C$$

Se determinaron los valores de la constante de velocidad a diferentes temperaturas. Los resultados obtenidos, fueron utilizados para generar el siguiente gráfico.

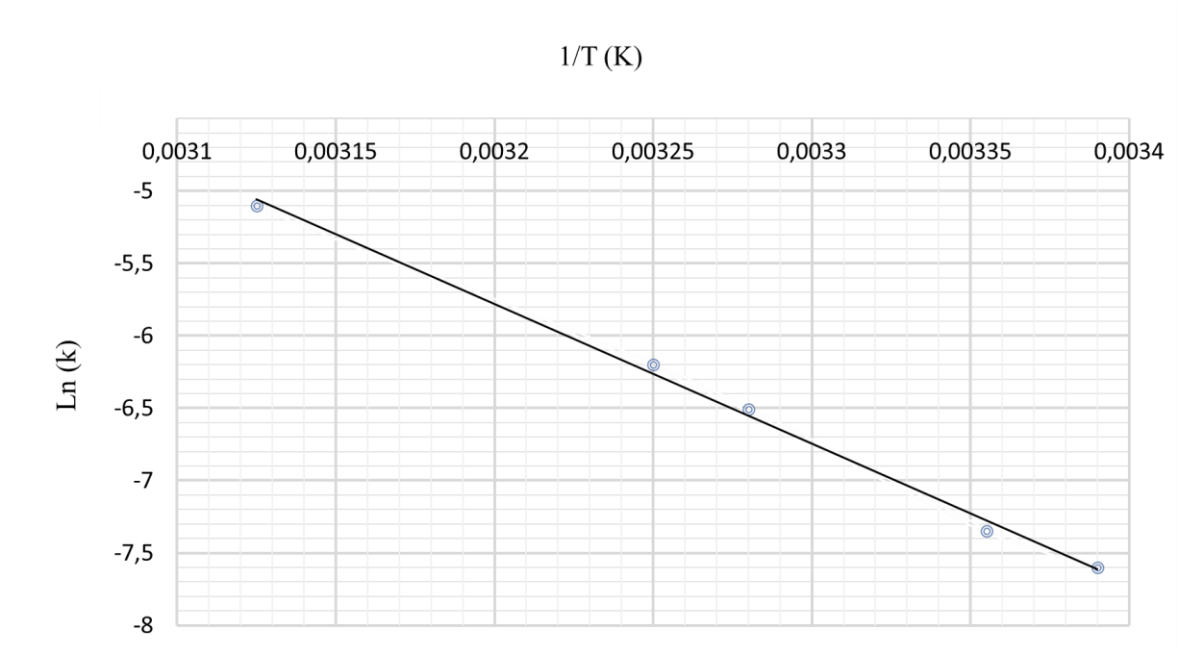


Figura 1. Gráfico ln(k) vs 1/T. Valores experimentales de constante de velocidad.

Determine de acuerdo con la información del gráfico anterior **(5 puntos)**:

a) La energía de activación para la reacción de descomposición

b) El factor de frecuencia para la reacción de descomposición, considere un valor de constante de velocidad de k = 6,09x10^{-3} L/mol.s a 47°C.

Solución:

a) Considerando:

$$\ln(k) = \ln(A) - \frac{Ea}{R}\left(\frac{1}{T}\right)$$

$$m = -\frac{Ea}{R}$$ **(0,5 puntos)**

Utilizando el gráfico anterior obtenemos:

$$m = \frac{(-7{,}6-(-5{,}1))}{(0{,}00339-0{,}003125)K^{-1}} = \frac{-2{,}5}{2{,}650x10^{-4}K^{-1}} = -9{,}4x10^{3}\ (\pm 1{,}1x10^{3})K$$

Rango aceptado = $m = -8{,}3x10^{3}a\ -10{,}5x10^{3}\ K$

(1,0 punto)

$$-9{,}4x10^{3}\ K = -\frac{Ea}{R}; \qquad Ea = 9{,}4x10^{3}\ K\ x\ 8{,}314\ J.K^{-1}mol^{-1} = 7{,}8x10^{4}\frac{J}{mol} = 78kJ/mol$$

(1,0 punto)

Rango aceptado = $Ea = 69{,}0\ a\ 87{,}3\ kJ/mol$

a) Método alternativo:

Utilizando la ecuación

$$\ln\left(\frac{k1}{k2}\right) = \frac{Ea}{R}\left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right)$$ **(0,5 puntos)**

$$\ln k_1 - lnk_2 = \frac{Ea}{R}\left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right)$$

$$-5{,}1 + 7{,}6 = \frac{Ea}{R}(0{,}00339 - 0{,}003125)$$

(1,0 puntos)

$$Ea = \frac{(-5{,}1 + 7{,}6)x(8{,}314\ J\ K^{-1}mol^{-1})}{(0{,}00339 - 0{,}003125)K^{-1}} = 7{,}8x10^{4}\frac{J}{mol} = 78kJ/mol$$

(1,0 punto) el resultado

Rango aceptado = $Ea = 69{,}0\ a\ 87{,}3\ kJ/mol$

b) Factor de frecuencia

$$k = Ae^{-Ea/RT}$$

(0,5 puntos)

T = 47° + 273 = 320 K **(0,5 puntos)**

$$A = \frac{k}{e^{-\frac{Ea}{RT}}} = \frac{6{,}09\text{x}10^{-3}\ \text{L/mol.s}}{e^{-\frac{7{,}8x10^{4}\frac{J}{mol}}{8{,}314J/K.molx320\ K}}} = \frac{6{,}09\text{x}10^{-3}\ \text{L/mol.s}}{1{,}85x10^{-13}} = 3{,}29x10^{10}\ \text{L}\ mol^{-1}s^{-1}$$

Rango aceptado = $A = 1{,}11x10^{9}\ a\ 1{,}07, x10^{12}\ \text{L}\ mol^{-1}s^{-1}$

(1,5 puntos)

Pregunta 4 Equilibrio Químico (15 puntos)

El ácido sulfuroso (H_2SO_3) es inestable y de fuerte olor a azufre; se emplea en la síntesis de productos químicos y medicinales, elaboración de papel, reactivo analítico y para el refinado de productos derivados del petróleo. Su uso, bajo 1,96 atm de presión y a 300 °C de temperatura, promueve la formación de agua (H_2O) y dióxido de azufre (SO_2), un gas altamente tóxico para las vías respiratorias. La reacción química que representa este proceso es mostrada en la tabla de abajo. Por lo tanto, basados en la reacción de H_2SO_3 y que el $\Delta G°_{rx}$ es +757 J/mol, determine, K_p, K_c, y el grado de disociación (α) asociado a la siguiente reacción química:

$$H_2SO_3(g) \leftrightarrow H_2O(g) + SO_2(g)$$

Solución:

Por lo que usando la relación entre equilibrio y termodinámica se tiene:

$\Delta G°_{rx} = -RT \times \ln Kp$

$K_p = e^{-(\frac{757}{573 \, x \, 8{,}314})}$

$K_p = 0{,}853$ **(2 puntos)**

$K_p = Kc\,(R\,T)^{\Delta n}$

$K_c = \frac{Kp}{(R\,T)^{\Delta n}} = \frac{0{,}853}{0{,}082 * 573^{(2-1)}}$

$K_c = 0{,}018$ **(2 puntos)**

2° Para la determinación del grado de disociación se tiene:

	$H_2SO_3(g)$ ↔	$H_2O(g)$ +	$SO_2(g)$
Inicio	n	0	0
Cambio	-nα	+nα	+nα
Equilibrio	n (1-α)	nα	nα

$X_{H_2SO_3} = \frac{n\,(1-\alpha)}{n\,(1-\alpha) + n\alpha + n\alpha} = \frac{1-\alpha}{1+\alpha}$ **(1 puntos)**

$X_{H_2O} = \frac{n\alpha}{n\,(1-\alpha) + n\alpha + n\alpha} = \frac{\alpha}{1+\alpha}$ **(1 puntos)**

$X_{SO_2} = \frac{n\alpha}{n\,(1-\alpha) + n\alpha + n\alpha} = \frac{\alpha}{1+\alpha}$ **(1 puntos)**

Basados en estas ecuaciones, α será determinado a través de:

$X_{H_2SO_3} = \frac{1-\alpha}{1+\alpha} = \frac{1-0,555}{1+0,555} = 0,286$ **(1 puntos)**

$X_{H_2O} = \frac{\alpha}{1+\alpha} = \frac{0,555}{1+0,555} = 0,357$ **(1 puntos)**

$X_{H_2O} = \frac{\alpha}{1+\alpha} = \frac{0,555}{1+0,555} = 0,357$ **(1 puntos)**

$0,853 = \frac{\left(\frac{\alpha}{1+\alpha}\times 1,96\right)\left(\frac{\alpha}{1+\alpha}\times 1,96\right)}{\left(\frac{1-\alpha}{1+\alpha}\times 1,96\right)} = \frac{\alpha^2}{1-\alpha^2}\times 1,96$

$0,435 = \frac{\alpha^2}{1-\alpha^2}$ **(1 puntos)**

α = 0,555 (grado de disociación de H_2SO_3) **(4 puntos)**

Pregunta 5: Ácido-Base (15 puntos)

1.- Un Ingeniero analiza una muestra problema de un ácido débil monoprótico (HXO_3) y encuentra que su concentración es 0,034 mol/L y que esta disociado en un 4,01%. Determine su constante de equilibrio, pH de la solución y concentración del ácido HXO_3 sin disociar. **(7 puntos)**

2.- El mismo ingeniero desea preparar 800 mL de un Buffer (HXO_3/XO_3^-) con pH 5,2. Él inicialmente agregó 0,025 moles de ácido HXO_3 al volumen inicial. Calcule la concentración de la sal (XO_3^-) que debe tener la solución, para lograr el pH deseado. Asuma que la K_a del ácido es $6{,}2 \cdot 10^{-5}$. Además, calcule el nuevo pH cuando se agrega 0,4 g de NaOH (masa molar 40 g/mol) a la solución anterior. **(8 puntos)**

1.-

$$HXO_3 + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + XO_3^-$$

Inicial	0.034 mol/L		
Cambio	-x	x	x
Equilibrio	0.034 -x	x	x

Cálculo de la concentración disociada.

$$x = \frac{0{,}034\frac{mol}{l} * 4.01}{100} = 0.00136$$ **(1 punto)**

$$X = [\ H_3O^+\ ] = 0.00136 \text{ mol/L}$$

pH = 2.86 **(2 puntos)**

Concentración del ácido sin disociar: [HXO_3] = 0.034 -0.00136 = 0.0326 mol/L

(1 puntos)

$$K_a = \frac{[0.00136]^2}{[0.0326]} = 5{,}67 * 10^{-5}$$ **(3 puntos)**

2.-

$$HXO_3 \; + \; H_2O \; \leftrightarrow H_3O^+ + \; XO_3^-$$

$$pH = pKa + Log \; \frac{[Base]}{[Acido]}$$

pKa = - Log $6.2*10^{-5}$ = 4,2 **(1 puntos)**

$$5.2 = 4.2 + Log \; \frac{[x]}{[0.025/0.8]}$$

$$1.0 = Log \; \frac{[x]}{[0.025/0.8]} \qquad / \; 10^x$$

$$10^1 = \frac{x}{0.031}$$

X = 0.31 mol/l **(3 puntos)**

Agregar 0.4 g de NaOH a 800 ml da una concentración del NaOH es 0.0125 mol/L **(1 punto)**

$$pH = 4.2 + Log \; \frac{[0.31 + 0{,}0125]}{[0.031 - 0.0125]}$$

$$pH = 4.2 + Log \; \frac{[0.3225]}{[0.0185]} = 5.4$$ **(3 puntos)**

Pregunta 6: Equilibrio Redox (15 puntos)

Las pilas no recargables, denominadas pilas primarias o alcalinas, son utilizadas en dispositivos como radios, controles, relojes, juguetes, etc. Debido a su almacenamiento de energía en forma de carga eléctrica. Su utilidad es limitada debido a que la reacción química que ocurre dentro del sistema se lleva a cabo en una sola dirección. La reacción química que representa este proceso es:

$$MnO_2(s) + Zn(s) \rightarrow Mn_2O_3(s) + Zn^{2+}(ac)$$

Por lo tanto:

a) Determine el estado (número) de oxidación de los átomos que participan en el proceso redox. **(2 puntos)**

b) Identifique las semirreacciones de reducción y oxidación (balancear en medio básico) e indique cuál de ellas se llevará a cabo en el ánodo y en el cátodo. **(4 puntos)**

c) Escriba la ecuación general balanceada e identifique el número total de electrones que participan en la reacción. **(4 puntos)**

d) Se tiene que un montañista desea escalar la cordillera en invierno, pero necesita saber si las pilas que lleva para su linterna le funcionarán bajo condiciones climáticas extremas. Para ello, ha averiguado las condiciones de reacción de su sistema (pilas): $[MnO_2]$ = 0,2 mol/L, [Zn] = 0,1 mol/L, $[Mn_2O_3]$ = 0,07 mol/L y $[Zn^{2+}]$ = 0,05 mol/L, pH = 12,3 a -20 °C. Determine $\Delta G°$, Q y E_{celda}. Además, indique si la pila pierde su energía bajo estas condiciones. **(5 puntos)**

Respuesta (a y b), 6 puntos total:

a) Manganeso se reduce:

$MnO_2 \rightarrow Mn = 4+$ **(0,5 puntos)**

$Mn_2O_3 \rightarrow Mn = 3+$ **(0,5 puntos)**

Zinc se oxida:

$Zn(s) = 0$ **(0,5 puntos)**

$Zn^{2+} = 2+$ **(0,5 puntos)**

b)

Rx. reducción (ánodo) $\overset{4+}{2MnO_2} + H_2O + 2e^- \rightarrow \overset{3+}{Mn_2O_3} + 2OH^-$ **(2 puntos)**

Rx. oxidación (cátodo) $\overset{0}{Zn} \rightarrow \overset{2+}{Zn^{2+}} + 2e^-$ **(2 puntos)**

Rx. Global $2MnO_2 + Zn + H_2O \rightarrow Mn_2O_3 + Zn^{2+} + 2OH^-$

c) Reacción global:

$2MnO_2 + Zn + H_2O \rightarrow Mn_2O_3 + Zn^{2+} + 2OH^-$ **(3 puntos)**

N° total de electrones = 2e **(1 punto)**

d) Para este caso, a los estudiantes se les dio el valor de potencial estándar de la celda correspondiente a 1,5 V y un F = 96485 J/V mol

$\Delta G° = -nFE°$

$\Delta G° = -2 \times 96485 \times 1,5$

$\Delta G° = -289,5$ kJ/mol **(1 punto)**

$Q = [Zn^{2+}][OH^-]^2$

$Q = (0,05)(0,02)^2$

$Q = 2,00 \times 10^{-5}$ **(2 puntos)**

$$E_{celda} = E°_{celda} - \frac{2,303(8,314[\frac{J}{K \cdot mol}] \times 253,15\ K)}{2 \times 96485\ [\frac{J}{mol \cdot V}]} \log Q = 1,5\ V - \frac{4847,099}{192970}(V) \log(2 \times 10^{-5}) =$$

$$E_{celda} = 1,5\ V - 0,02512(V) \cdot (-4,699) = \mathbf{1,5V - (-0,12V) = 1,62\ V}$$

(1,5 puntos)

Al tener un potencial mayor que la celda estándar, la pila aumenta su eficiencia bajo las condiciones (aumenta a 1,62 V), por lo tanto, **el potencial de la celda más positivo, lo que indica que el proceso de entrega de energía a la linterna será espontáneo.**

NOTA: el factor de logQ = -4,699 define que la celda tendrá un potencial mayor que la celda en condiciones estándar y no la temperatura.

(0,5 puntos)