EQUILIBRIO QUÍMICO

1. Indique cuales de las siguientes afirmaciones **SON VERDADERAS**:

I Si el cociente de reacción (Q) es mayor a la constante de equilibro (K_c), la reacción procederá hacia los reactivos.
II Si la reacción es exotérmica, un aumento en la temperatura desplazará el equilibrio hacia la formación de productos.
III K_c y K_p tendrán el mismo valor si en un equilibrio en estado gaseoso la suma de los coeficientes estequiométricos de los reactivos y los productos es la misma.
IV El valor de la constante de equilibrio no depende de las concentraciones iniciales.

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

2. Indique cuales de las siguientes afirmaciones **SON VERDADERAS**:

I Si el cociente de reacción (Q) es mayor a la constante de equilibro (K_c), la reacción procederá hacia los productos.
II Si la reacción es exotérmica, una disminución en la temperatura desplazará el equilibrio hacia la formación de productos.
III K_c y K_p tendrán el mismo valor si en un equilibrio en estado gaseoso la suma de los coeficientes estequiométricos de los reactivos y los productos es la misma.
IV El valor de la constante de equilibrio no depende de las concentraciones iniciales.

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

3. Indique cuales de las siguientes afirmaciones **SON VERDADERAS**:

I Si el cociente de reacción (Q) es menor a la constante de equilibro (K_c), la reacción procederá hacia los productos.
II Si la reacción es exotérmica, una disminución en la temperatura desplazará el equilibrio hacia la formación de productos.
III K_c y K_p tendrán el mismo valor si en un equilibrio en estado gaseoso la suma de los coeficientes estequiométricos de los reactivos y los productos es la misma.
IV El valor de la constante de equilibrio depende de las concentraciones iniciales.

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

e) I, II, III y IV

4. De acuerdo a la siguiente reacción en equilibrio:

$$2\ A\ (g) \ + \ B\ (g) \rightleftharpoons C\ (g) + 3\ D\ (g) \qquad \Delta H > 0$$

Indique cuál de las siguientes afirmaciones **ES FALSA**:

a) Un aumento en la presión desplazará la reacción hacia los reactivos
b) Un aumento de la temperatura desplazará la reacción hacia los productos
c) Al disminuir la concentración de "D", se desplazará la reacción hacia los productos.
d) Un aumento del volumen desplazará la reacción hacia los reactivos.
e) El uso de un catalizador no modificará la constante de equilibrio

5. De acuerdo a la siguiente reacción

$$2\ A\ (g) \ + \ B\ (g) \rightleftharpoons C\ (g) + 3\ D\ (g) \qquad \Delta H > 0$$

Indique cuál de las siguientes afirmaciones **ES FALSA**:

a) Al disminuir la presión se desplazará la reacción hacia los reactivos
b) Un aumento de la temperatura desplazará la reacción hacia los productos
c) Al disminuir la concentración de "D", se desplazará la reacción hacia los productos.
d) Un aumento del volumen desplazará la reacción hacia los productos
e) El uso de un catalizador no modificará la constante de equilibrio

6. De acuerdo a la siguiente reacción

$$2\ A\ (g) \ + \ B\ (g) \rightleftharpoons C\ (g) + 3\ D\ (g) \qquad \Delta H > 0$$

Indique cuál de las siguientes afirmaciones **ES FALSA**:

a) Al disminuir la presión se desplazará la reacción hacia los productos
b) Un aumento de la temperatura desplazará la reacción hacia los reactivos
c) Al disminuir la concentración de "D", se desplazará la reacción hacia los productos.
d) Un aumento del volumen desplazará la reacción hacia los productos
e) El uso de un catalizador no modificará la constante de equilibrio

ÁCIDO-BASE

1. Con respecto a las teorías ácido-base, indique cuáles de las siguientes afirmaciones son **VERDADERAS**:

I. Según la teoría de Arrhenius, un ácido es una especie que en disolución acuosa genera H^+

II. Según la teoría de Lewis, una base es una especie que acepta un par de electrones

III. Según la teoría de Brönsted-Lowry, una base es una especie que tiene tendencia a aceptar un H^+

IV. Según la teoría de Lewis, un ácido es una especie que dona un par de electrones

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

2. De las siguientes moléculas, señale cual(es) es (son) **ANFÓTERAS**:

I) SO_4^{2-} II) H_2O III) HCO_3^- IV) HPO_4^{2-} V) H_3O^+

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

3. Teniendo en cuenta el siguiente equilibrio ácido base, indique qué afirmación es **FALSA**:

$$NH_3(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(ac) + OH^-(ac)$$

a) La concentración de OH^- en equilibrio es igual a la concentración inicial de NH_3
b) El ion NH_4^+ es el ácido conjugado del NH_3
c) El NH_3 es considerada una base débil
d) Una disolución acuosa de NH_4Cl tendrá un pH < 7
e) La combinación NH_3/NH_4Cl es un ejemplo de una solución buffer

4. Con respecto a las propiedades ácido-base de las sales, indique cuál(es) de las siguientes afirmaciones es (son) **VERDADERA(S)**:

I. La sal cloruro de potasio (KCl) dará una disolución acuosa de pH = 7

II. La sal acetato de potasio (CH_3COOK) dará una disolución acuosa de pH < 7
III. La sal bromuro de amonio (NH_4Br) dará una disolución acuosa de pH > 7

a) Sólo I
b) Sólo II
c) I y III
d) I, II
e) II y III

5. ¿Cuáles son las **bases conjugadas** de los siguientes ácidos, HSO_4^- y $H_2AsO_4^-$, respectivamente?

a) SO_4^{2-} y $HAsO_4^{2-}$
b) SO_4^{2-} y H_3AsO_4
c) H_2SO_4 y H_3O^+
d) SO_4^- y $HAsO_4^{3-}$
e) HSO_3^- y AsO_4^{3-}

6. De acuerdo con la disolución buffer CH_3COOH/CH_3COONa, es **VERDADERO** afirmar:
   I. No experimenta cambios bruscos de pH, al añadir pequeñas cantidades de ácido o base fuerte
   II. La adición de HCl a la disolución buffer es neutralizada por CH_3COONa
   III. La adición de una base fuerte a la disolución buffer es neutralizada por CH_3COONa

a) Sólo I
b) I y II
c) I y III
d) II y III
e) I, II y III

Preguntas de alternativa REDOX

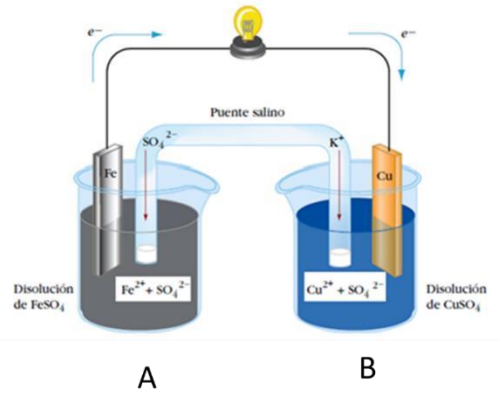
1. De acuerdo a la siguiente reacción de oxido reducción (no balanceada), indique cual(es) de esta(s) afirmación(es) es (son) **VERDADERA(S)**.

$$MnO_4^- + Au \rightarrow Mn^{2+} + Au^{3+} \quad \text{(medio acido)}$$

   I. El Mn se está oxidando
   II. El Au es el agente oxidante
   III. Se producen 12 moléculas de H_2O
   IV. En el balance de la ecuación por el método ion-electrón hay involucrados 12 electrones.

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

2. De acuerdo con el siguiente diagrama, indique cual(es) de esta(s) afirmación(es) es (son) **VERDADERA(S)**



I. En la celda A el electrodo de Fe se oxida
II. El electrodo de Cu es el Cátodo
III. En la ecuación neta se intercambian 2 electrones
IV. El Cu^{2+} es el agente oxidante

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

3. En cuál de los siguientes pares el vanadio (V) tiene el mismo estado de oxidación (EO) (considere estado de oxidación de oxígeno -2).

a) VO_2^+ y V_2O_3
b) V_2O_5 y VOH^{2+}
c) VO_2^+ y VO_3OH^{2-}
d) V_6O_9 y V_2O_4
e) VOH^+ y VO^{2+}

4. Cuál de los siguientes pares redox contiene al mejor agente oxidante.

a) $Li^+_{(aq)}/ Li_{(s)}$ $E^0 = -3.05$ V
b) $Cu^{2+}_{(aq)}/Cu_{(s)}$ $E^0 = +0.34$ V
c) Zn^{2+} (aq) / $Zn_{(s)}$ $E^0 = -0.74$ V
d) $Ag^+_{(aq)}$ / Ag (s) $E^0 = 0.80$ V
e) $Cr_2O_{7\ 2-(aq)}/ Cr_{\ 3+\ (aq)}$ $E_0 = +1.33$ V

5. En cuál de los siguientes pares redox contiene al mejor agente reductor.

f) $Li^+_{(aq)}/ Li_{(s)}$ $E^0 = -3.05$ V
g) $Cu^{2+}_{(aq)}/Cu_{(s)}$ $E^0 = +0.34$ V
h) Zn^{2+} (aq) / $Zn_{(s)}$ $E^0 = -0.74$ V

i) $Ag^{+}_{(aq)}$ / $Ag_{(s)}$ E^0= 0.80 V

j) $Cr_2O_{7\ 2-(aq)}$/ $Cr_{3+\ (aq)}$ E_0= +1.33 V

6. En cuál de los siguientes pares el nitrógeno tiene el mismo estado de oxidación (EO) (considere estado de oxidación de oxígeno -2).

a) NO y N_2O
b) N_2O y NO_2
c) NO y NO_2^-
d) N_2O y NO_3^-
e) N_2O_3 y NO_2^-

II. PREGUNTAS DE DESARROLLO

DISOLUCIONES

"Aqua regia" es el nombre en latín de una potente mezcla oxidante originalmente usada por los alquimistas, debido a su capacidad de disolver incluso los metales nobles como el oro y platino. De esto deriva su nombre, que puede traducirse como "agua real" o "agua del rey". Esta mezcla se obtiene al mezclar ácido nítrico concentrado y ácido clorhídrico concentrado, según la siguiente ecuación **no balanceada**:

$$HNO_3 + HCl \longrightarrow NOCl + Cl_2 + H_2O$$

En el laboratorio se dispone de ácido nítrico concentrado (*d* = 1,42 g/mL y 70% m/m) y suficiente HCl concentrado (*d* = 1,18 g/mL y 36% m/m) necesario para preparar aqua regia. En base a esto calcule:

a) La concentración en mol/L del HNO_3 concentrado **(3 puntos)**
b) La concentración en mol/L del HCl concentrado **(3 puntos)**
c) El volumen necesario (en mL) de HCl que se necesita para mezclar con 45 ml de HNO_3 para formar aqua regia **(4 puntos)**

Solución:

a) Se debe determinar la concentración de ácido nítrico:

$$70\ \%^{m}/_{m} = 70\ g\ HNO_3\ en\ 100\ g\ de\ solución$$

$$moles\ de\ HNO_3 = \frac{70\ g}{63{,}01\ \frac{g}{mol}} = 1{,}11\ moles$$

$$Volumen\ de\ 100\ g\ de\ solución = \frac{100\ g}{1{,}42\ \frac{g}{ml}} = 70{,}4\ ml = 0{,}0704\ L$$

$$\therefore C_{HNO_3} = \frac{1{,}11\ moles}{0.0704\ L} = 15{,}8\frac{mol}{L}$$

(3 Puntos)

b) Para el HCl se sigue el mismo procedimiento

$$36\ \%^{m}/_{m} = 36\ g\ HCl\ en\ 100\ g\ de\ solución$$

$$moles\ de\ HCl = \frac{36\ g}{36{,}46\ \frac{g}{mol}} = 0{,}99\ moles$$

$$Volumen\ de\ 100\ g\ de\ solución = \frac{100\ g}{1{,}18\ \frac{g}{ml}} = 84{,}75\ ml = 0{,}0847\ L$$

$$\therefore C_{HCl} = \frac{0{,}99\ moles}{0.0847\ L} = 11{,}7\frac{mol}{L}$$

(3 puntos)

c) Para determinar esto, primero se debe balancear la ecuación

$$HNO_3 + 3\ HCl \longrightarrow NOCl + Cl_2 + 2\ H_2O$$

 la relación molar $HCl/HNO_3 = 3/1$

$Del\ problema$: $45\ mL\ de\ HNO_3 = 0{,}045\ L$

$$\therefore \frac{15{,}8\ mol}{1L} = \frac{X\ mol}{0{,}045\ L} \rightarrow X = 0{,}711\ moles\ en\ 45\ mL\ de\ HNO_3$$

Para el HCl, dado que HNO_3/HCl es 1:3, entonces:

$$0{,}711\ moles\ de\ HNO_3 \rightarrow 2{,}13\ moles\ de\ HCl$$

El volumen necesario entonces será:

$$V_{HCl} \times C_{HCl} = moles_{HCl}$$

$$V_{HCl} \times 11{,}7\frac{mol}{L} = 2{,}13\ moles_{HCl}$$

$$V_{HCl} = 0{,}182 = 182\ mL$$

(4 puntos)

Datos:

Masa molar HNO_3 = 63,01 g/mol

Masa molas HCl = 36,46 g/mol

FORMA 2

El ácido hiodrídico (HI) es un ácido fuerte que al combinarse con ácido nítrico (HNO_3) genera ioduro de nitrosilo, "NOI", una especie altamente reactiva que es usada en química orgánica como agente nitrante. La formación de esta especie se explica según la siguiente ecuación **no balanceada**:

$$HNO_3 + HI \longrightarrow NOI + I_2 + H_2O$$

En el laboratorio se dispone de ácido nítrico concentrado (*d* = 1,42 g/mL y 70% m/m) y suficiente HI concentrado (*d* = 1,70 g/mL y 57% m/m) necesario para preparar esta mezcla. En base a esto calcule:

d) La concentración en mol/L del HNO_3 concentrado **(3 puntos)**
e) La concentración en mol/L del HI concentrado **(3 puntos)**
f) El volumen necesario (en mL) de HI que se necesita para mezclar con 20 ml de HNO_3, para formar la mezcla mostrada en la ecuación **(4 puntos)**

Solución:

a) Se debe determinar la concentración de ácido nítrico:

$$70\ \%^{m}/_{m} = 70\ g\ HNO_3\ en\ 100\ g\ de\ solución$$

$$moles\ de\ HNO_3 = \frac{70\ g}{63{,}01\ \frac{g}{mol}} = 1{,}11\ moles$$

$$Volumen\ de\ 100\ g\ de\ solución = \frac{100\ g}{1{,}42\ \frac{g}{ml}} = 70{,}4\ ml = 0{,}0704\ L$$

$$\therefore C_{HNO_3} = \frac{1{,}11\ moles}{0.0704\ L} = 15{,}8\frac{mol}{L}$$

(3 puntos)

b) Para el HI, seguimos el mismo procedimiento:

$$57\ \%\ ^{m}/_{m} = 57\ g\ HI\ en\ 100\ g\ de\ solución$$

$$moles\ de\ HI = \frac{57\ g}{127{,}91\ \frac{g}{mol}} = 0{,}446\ moles$$

$$Volumen\ de\ 100\ g\ de\ solución = \frac{100\ g}{1{,}70\ \frac{g}{ml}} = 58{,}8\ ml = 0{,}0588\ L$$

$$\therefore C_{HI} = \frac{0{,}446\ moles}{0{,}0588\ L} = 7{,}58\frac{mol}{L}$$

(3 puntos)

c) Para determinar esto, primero se debe balancear la ecuación

$$HNO_3 + 3\ HI \longrightarrow NOI + I_2 + 2\ H_2O$$

 la relación molar HI/HNO_3 = 3/1

$Del\ problema$: $20\ mL\ de\ HNO_3 = 0{,}020\ L$

$$\therefore \frac{15{,}8\ mol}{1L} = \frac{X\ mol}{0{,}020\ L} \rightarrow X = 0{,}316\ moles\ en\ 20\ mL\ de\ HNO_3$$

Para el HI, dado que HNO_3/HI es 1:3, entonces:

$$0{,}316\ moles\ de\ HNO_3 \rightarrow 0{,}948\ moles\ de\ HI$$

$$V_{HI} \times C_{HI} = moles_{HI}$$

$$V_{HI} \times 7{,}58\frac{mol}{L} = 0{,}948\ moles_{HI}$$

$$V_{HCl} = 0{,}125\ L = 125\ mL$$

(4 puntos)

Datos:

Masa molar HNO_3 = 63,01 g/mol

Masa molas HI = 127,91 g/mol

EQUILIBRIO QUÍMICO FORMA 1

El tricloruro de antimonio ($SbCl_3$) es compuesto corrosivo comúnmente usado en industria del caucho y como catalizador en síntesis orgánicas. El $SbCl_3$ se puede producir a alta temperatura a partir de la disociación de pentacloruro de antimonio ($SbCl_5$) según la siguiente reacción:

$$SbCl_5\ (g) \rightleftharpoons SbCl_3\ (g) + Cl_2\ (g)$$

En un recipiente cerrado de 10 litros se introducen 320 gramos de $SbCl_5$ y se alcanza el equilibrio con un valor de K_p de 0,08 a 175 ºC. En base a estos datos calcular lo siguiente:

a) El valor de K_c para el equilibrio a 175 ºC y el grado de disociación del $SbCl_5$. (8 puntos)

b) Los gramos de Cl_2 producidos en el equilibrio. (4 puntos)

c) En un nuevo equilibrio a 200 ºC se encuentra que las concentraciones en equilibrio de las especies son: 0,131 mol/L ($SbCl_5$), 0,015 mol/L ($SbCl_3$) y 0,018 mol/L (Cl_2). Si se añaden 0,5 moles de $SbCl_5$ y 0,01 moles de Cl_2 a esta mezcla, indique cuáles serían las nuevas concentraciones en el equilibrio. Considere que las adiciones no cambian el volumen del sistema (10L). (8 puntos)

DATOS:

$SbCl_5$ = 299,5 g/mol, $SbCl_3$ = 228,5 g/mol, Cl_2 = 71 g/mol
R = 0,082 atm·L/mol·K

K = (ºC + 273)

a) El valor de K_c para el equilibrio y el grado de disociación del $SbCl_5$

$$SbCl_5\ (g) \rightleftharpoons SbCl_3\ (g) + Cl_2\ (g)$$

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta n} \rightarrow \Delta n = 2 - 1 = 1$$

$$K_c = K_p/RT = 0{,}08/0{,}082 \times (448) = 2{,}18 \times 10^{-3}$$

$K_c = 2{,}18 \times 10^{-3}$ (3 puntos)

moles iniciales de $SbCl_5$ = 320 g / 299,5 g/mol = 1,07 moles de $SbCl_5$

Inicial	n	0	0
Cambio (disociación)	-□n	+□n	+□n
Equilibrio	n(1-□)	□n	□n
[ ] Equilibrio	n(1-□)/v	□n/v	□n/v

$$SbCl_5\ (g) \rightleftharpoons SbCl_3\ (g) + Cl_2\ (g)$$

$$K_c = \frac{[SbCl3][Cl2]}{[SbCl5]} = \frac{\left[\frac{n(1-\alpha)}{v}\right]} = \frac{\left[\frac{\alpha}{v}\right]\left[\frac{\alpha}{v}\right]}{\left[\frac{n(1-\alpha)}{v}\right]} = \frac{\left[\frac{\alpha}{v}\right]^2}{\frac{\alpha}{(1-\alpha)\,V}} = \frac{n^2}{n} = 2{,}18 \times 10^{-3}$$

$$K_c = \frac{□^2\ 1{,}07}{(1-□)\ 10} = 2{,}18 \times 10^{-3}$$

$$\frac{□^2\ 1{,}07}{(1-□)} = 2{,}18 \times 10^{-2}$$

$$1{,}07□^2 + 2{,}18 \times 10^{-2}□ - 2{,}18 \times 10^{-2} = 0$$

$$\alpha_1 = -0{,}153$$

$$\alpha_2 = 0{,}133$$

Por lo tanto, el coeficiente de disociación es 0,133 ó 13,3% (5 puntos)

b) moles de Cl_2 en equilibrio = □n = 0,133 x 1,07 = 0,1423 moles

Gramos de Cl_2 en equilibrio = 0,1423 moles x 71 g/mol = 10,1 gramos (4 puntos)

c) Cálculo de nuevo K_c a 200 ºC

$$K_c = \frac{[SbCl3][Cl2]}{[SbCl5]} = \frac{[0,015][0,018]}{[0,131]} = 2,06 \text{ x } 10^{-3}$$

Considerando el volumen de 10 L podemos calcular la cantidad de moles de cada especie y sumar las nuevas cantidades de las especies adicionadas.

n moles de $SbCl_5$ = (0,131 mol/L x 10 L) + 0,5 = 1,81 n

moles de $SbCl_3$ = (0,015 mol/L x 10 L) = 0,15 n

moles de Cl_2 = (0,018 mol/L x 10 L) + 0,01 = 0,19

Al adicionar las nuevas cantidades, se calculan las nuevas concentraciones iniciales:

[$SbCl_5$] Inicial = n/10L = 1,81/10 = 0,181

[$SbCl_3$] Inicial = n/10L =0,15/10 = 0,015

[Cl_2] Inicial = n/10L = 0,19/10 = 0,019

$$Q = \frac{[SbCl3][Cl2]}{[SbCl5]} = \frac{[0,015][0,019]}{[0,181]} = 1,57 \text{ x } 10^{-3}$$

Como Q es menor que K_c $(2,06 \text{ x } 10^{-3})$ la reacción ocurrirá hacia los productos

	$SbCl_5$ (g) $\rightleftharpoons$	$SbCl_3$ (g) +	Cl_2 (g)
[ ] Inicial	0,181	0,015	0,019
Cambio	-x	+x	+x
[ ] Equilibrio	0,181 - x	0,015 + x	0,019 + x

$$K_c = \frac{[SbCl3][Cl2]}{[SbCl5]} = \frac{[0{,}015 + x][0{,}019 + x]}{[0{,}181 - x]} = \quad 2{,}06 \text{ x } 10^{-3}$$

$$x^2 + 0{,}03606x - 0{,}000088 = 0$$

$$X1 = -0{,}038$$

$$X2 = 0{,}0023 \ (Valor \ correcto)$$

Nuevas concentraciones en equilibrio

$[Cl_2]$ = (0,019 + x) = (0,019 + 0,0023) = 0,0213 mol/L

$[SbCl_3]$ = (0,015 + x) = (0,015 + 0,0023) = 0,0173 mol/L

$[SbCl_5]$ = (0,181 - x) = (0,181 - 0,0023) = 0,1787 mol/L

Comprobación *Kc*

$$K_c = \frac{[SbCl3][Cl2]}{[SbCl5]} = \frac{[0{,}0173][0{,}0213]}{[0{,}1787]} = 2{,}06 \text{ x } 10^{-3}$$

FORMA 2

El tricloruro de antimonio ($SbCl_3$) es compuesto corrosivo comúnmente usado en industria del caucho y como catalizador en síntesis orgánicas. El tricloruro de antimonio se puede producir a alta temperatura a partir de la disociación de pentacloruro de antimonio ($SbCl_5$) según la siguiente reacción:

$$SbCl_5\ (g) \rightleftharpoons SbCl_3\ (g) + Cl_2\ (g)$$

Si en un recipiente cerrado de 10 litros se introducen 400 gramos de $SbCl_5$ y se alcanza el equilibrio con un valor de K_p de 0,07 a 180ºC. Se le solicita calcular lo siguiente:

a) El valor de K_c para el equilibrio a 180ºC y el grado de disociación del $SbCl_5$. (8 puntos)

b) Los gramos de Cl_2 producidos en el equilibrio. (4 puntos)

c) Si en un nuevo equilibrio a 200ºC las concentraciones de las especies fueran las siguientes: 0,151 mol/L ($SbCl_5$), 0,015 mol/L ($SbCl_3$) y 0,017 mol/L (Cl_2). Si se añaden 0,4 moles de $SbCl_5$ y 0,02 moles de Cl_2 a esta mezcla, indique cuáles serían las nuevas concentraciones en el equilibrio. Considere que las adiciones no cambian el volumen del sistema (10L). (8 puntos)

DATOS:

$SbCl_5$ = 299,5 g/mol, $SbCl_3$ = 228,5 g/mol, Cl_2 = 71 g/mol

R = 0,082 atm·L/mol·K

K = (ºC + 273)

PAUTA

a) El valor de K_c para el equilibrio y el grado de disociación del $SbCl_5$

$$SbCl_5\ (g) \rightleftharpoons SbCl_3\ (g) + Cl_2\ (g)$$

$$K_p = K_c\ (RT)^{\Delta n}\ ;\ \Delta n = 2 - 1 = 1$$

$$K_c = K_p/RT = 0{,}07/0{,}082\ (273+180) = 1.9 \times 10^{-3}$$

$K_c = 1.9 \times 10^{-3}$ (3 puntos)

moles iniciales de $SbCl_5$ = 400 g / 299,5 g/mol = 1,34 moles de $SbCl_5$

$$SbCl_5\ (g) \rightleftharpoons SbCl_3\ (g) + Cl_2\ (g)$$

Inicial	n	0	0
Cambio (disociación)	-□n	+□n	+□n
Equilibrio	n(1-□)	□n	□n
[ ] Equilibrio	n(1-□)/v	□n/v	□n/v

$$K_c = \frac{[SbCl3][Cl2]}{SbCl5} = \frac{\left[\frac{\alpha}{v}\right]\left[\frac{\alpha}{v}\right]}{\left[\frac{n(1-\alpha)}{v}\right]} = \frac{\left[\frac{\alpha}{v}\right]}{\left[\frac{n(1-\alpha)}{v}\right]} = \frac{\alpha}{(1-\alpha)V} = 1{,}9 \times 10^{-3}$$

$$K_c = \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)\,10L} \quad \square^2\ 1{,}34 = 1{,}9 \times 10^{-3}$$

$$\frac{\alpha^2\ 1{,}34}{(1-\alpha)} = 1{,}9 \times 10^{-2}$$

$$1{,}34\square^2 + 1{,}9 \times 10^{-2}\square - 1{,}9 \times 10^{-2} = 0$$

$$\alpha_1 = -0{,}126$$

$$\alpha_2 = 0{,}112$$

Por lo tanto, el coeficiente de disociación es 0,112 o 11,2% (5 puntos)

b) moles de Cl_2 en equilibrio = □n = 0,112 x 1,34 = 0,15 moles

Gramos de Cl_2 en equilibrio = 0,15 moles x 71 g/mol = 10,65 gramos (4 puntos)

c) Cálculo de nuevo *Kc* a 200ºC

$$K_c = \frac{[\mathrm{SbCl3}][\mathrm{Cl2}]}{[\mathrm{SbCl5}]} = \frac{[0{,}016][0{,}017]}{[0{,}151]} = 1{,}8 \text{ x } 10^{-3}$$

Considerando el volumen de 10 L podemos calcular la cantidad de moles de cada especie y sumar las nuevas cantidades de las especies adicionadas.

n moles de $SbCl_5$ = (0,151 mol/L x 10 L) + 0,4 = 1,91 n

moles de $SbCl_3$ = (0,015 mol/L x 10 L) = 0,15 n

moles de Cl_2 = (0,017 mol/L x 10 L) + 0,02 = 0,19

Al adicionar las nuevas cantidades, se calculan las nuevas concentraciones iniciales:

[$SbCl_5$] Inicial = n/10L = 1,91/10 = 0,191

[$SbCl_3$] Inicial = n/10L =0,15/10 = 0,015

[Cl_2] Inicial = n/10L = 0,19/10 = 0,019

$$\mathrm{Q} = \frac{[\mathrm{SbCl3}][\mathrm{Cl2}]}{[\mathrm{SbCl5}]} = \frac{[0{,}015][0{,}019]}{[0{,}191]} = 1{,}49 \text{ x } 10^{-3}$$

Como Q es menor que Kc ($1{,}8 \text{ x } 10^{-3}$) la reacción ocurrirá hacia los productos

$$SbCl_5\ (g) \rightleftharpoons SbCl_3\ (g) + Cl_2\ (g)$$

[ ] Inicial	0,191	0,015	0,019
Cambio	-x	+x	+x
[ ] Equilibrio	0,191-x	0,015+ x	0,019+x

$$K_c = \frac{[\mathrm{SbCl3}][\mathrm{Cl2}]}{[\mathrm{SbCl5}]} = \frac{[0{,}015 + \mathrm{x}][0{,}019 + \mathrm{x}]}{[0{,}191 - \mathrm{x}]} = \quad 1{,}8 \text{ x } 10^{-3}$$

$$\mathrm{x}^2 + 0{,}0358\mathrm{x} - 0{,}0000588 = 0$$

$$X1 = -0{,}0374$$

$$X2 = 0{,}00157\ (Valor\ correcto)$$

Nuevas concentraciones en equilibrio

$[Cl_2]$ = (0,019 + x) = (0,019 + 0,00157) = 0,0206 mol/L

$[SbCl_3]$ = (0,015 + x) = (0,015 + 0,00157) = 0,0166 mol/L

$[SbCl_5]$ = (0,191 - x) = (0,191 - 0,00157) = 0,1894 mol/L

Comprobación K_c

$$K_c = \frac{[SbCl3][Cl2]}{[SbCl5]} = \frac{[0{,}0166][0{,}0206\ ]}{[0{,}1894]} = 1{,}8 \times 10^{-3}$$

FORMA 3

El tricloruro de antimonio ($SbCl_3$) es compuesto corrosivo comúnmente usado en industria del caucho y como catalizador en síntesis orgánicas. El tricloruro de antimonio se puede producir a alta temperatura a partir de la disociación de pentacloruro de antimonio ($SbCl_5$) según la siguiente reacción:

$$SbCl_5\ (g) \rightleftharpoons SbCl_3\ (g) + Cl_2\ (g)$$

Si en un recipiente cerrado de 10 litros se introducen 450 gramos de $SbCl_5$ y se alcanza el equilibrio con un valor de K_p de 0,09 a 190ºC. Se le solicita calcular lo siguiente:

a) El valor de K_c para el equilibrio a 190ºC y el grado de disociación del $SbCl_5$ (8 puntos)

b) Los gramos de Cl_2 producidos en el equilibrio (4 puntos)

c) Si en un nuevo equilibrio a 200ºC las concentraciones de las especies fueran las siguientes: 0,125 mol/L ($SbCl_5$), 0,016 mol/L ($SbCl_3$) y 0,018 mol/L (Cl_2). Si se añaden 0,1 moles de $SbCl_5$ y 1,0 moles de Cl_2 a esta mezcla, indique cuáles serían las nuevas concentraciones en el equilibrio. Considere que las adiciones no cambian el volumen del sistema (10L). (8 puntos)

DATOS:

$SbCl_5$ = 299,5 g/mol, $SbCl_3$ = 228,5 g/mol, Cl_2 = 71 g/mol

R = 0,082 atm·L/mol·K

K = (°C + 273)

Desarrollo

a) El valor de K_c para el equilibrio y el grado de disociación del $SbCl_5$

$$SbCl_5\ (g) \rightleftharpoons SbCl_3\ (g) + Cl_2\ (g)$$

$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$; $\Delta n = 2 - 1 = 1$

$K_c = K_p/RT = 0{,}09/0{,}082\ (273+190) = 2.37 \times 10^{-3}$

$K_c = 2.37 \times 10^{-3}$ (3 puntos)

moles iniciales de $SbCl_5$ = 450 g / 299,5 g/mol = 1,5 moles de $SbCl_5$

$$SbCl_5\ (g) \rightleftharpoons SbCl_3\ (g) + Cl_2\ (g)$$

Inicial	n	0	0
Cambio (disociación)	-□n	+□n	+□n
Equilibrio	n(1-□)	□n	□n
[ ] Equilibrio	n(1-□)/v	□n/v	□n/v

$$K_c = \frac{[SbCl3][Cl2]}{[SbCl5]} = \frac{\left[\frac{\alpha n}{v}\right]\left[\frac{\alpha n}{v}\right]}{\left[\frac{n(1-\alpha)}{v}\right]} = \frac{\left[\frac{\alpha n}{v}\right]^2}{\left[\frac{n(1-\alpha)}{v}\right]} = \frac{\alpha}{(1-\alpha)\,V} = 2{,}37 \times 10^{-3} \qquad 2n$$

$$K_c = \frac{□_2\ 1{,}5}{(1-\alpha)\ 10L} = 2\ 37 \times 10^{-3}\ ,$$

$$\frac{\alpha^2\ 1{,}5}{(1-\alpha)} = 2{,}37 \times 10^{-2}$$

$$1{,}5□^2 + 2{,}37 \times 10^{-2}□ - 2{,}37 \times 10^{-2} = 0$$

$$X1 = -0{,}134$$

$$X2 = 0{,}118$$

Por lo tanto, el coeficiente de disociación es 0,118 o 11,8% (5 puntos)

b) moles de Cl_2 en equilibrio = n = 0,118 x 1,5 = 0,177 moles

Gramos de Cl_2 en equilibrio = 0,177 moles x 71 g/mol = 12,57 gramos (4 puntos)

c) Cálculo de nuevo K_c a 200ºC

$$K_c = \frac{[SbCl3][Cl2]}{[SbCl5]} = \frac{[0{,}016][0{,}018]}{[0{,}125]} = 2{,}3 \text{ x } 10^{-3}$$

Considerando el volumen de 10 L podemos calcular la cantidad de moles de cada especie y sumar las nuevas cantidades de las especies adicionadas.

n moles de $SbCl_5$ = (0,125 mol/L x 10 L) + 0,1 = 1,35 n

moles de $SbCl_3$ = (0,016 mol/L x 10 L) = 0,16 n

moles de Cl_2 = (0,018 mol/L x 10 L) + 1 = 1,18

Al adicionar las nuevas cantidades, se calculan las nuevas concentraciones iniciales:

[$SbCl_5$] Inicial = n/10L = 1,35/10 = 0,135

[$SbCl_3$] Inicial = n/10L =0,16/10 = 0,016

[Cl_2] Inicial = n/10L = 1,18/10 = 0,118

$$Q = \frac{[SbCl3][Cl2]}{[SbCl5]} = \frac{[0{,}016][0{,}118]}{[0{,}135]} = 1{,}4 \text{ x } 10^{-2}$$

Como Q es mayor que K_c $(2{,}3 \text{ x } 10^{-3})$ la reacción ocurrirá hacia los reactantes

$$SbCl_5\ (g) \rightleftharpoons SbCl_3\ (g) + Cl_2\ (g)$$

[ ] Inicial	0,135	0,016	0,118
Cambio	+x	-x	-x
[ ] Equilibrio	0,135+x	0,016- x	0,118-x

$$K_c = \frac{[SbCl3][Cl2]}{[SbCl5]} = \frac{[0{,}016 - x][0{,}118 - x]}{[0{,}135 + x]} = \quad 2{,}3 \times 10^{-3}$$

$$x^2 - 0{,}0463x + 0{,}0001375 = 0$$

$$X1 = 0{,}0128$$

$$X2 = 0{,}1235$$

Ambos valores son probables

Evaluamos las nuevas concentraciones en equilibrio con X1 = $0{,}0128$

$[Cl_2]$ = (0,118 - x) = (0,118 - 0,0128) = 0,1052 mol/L
$[SbCl_3]$ = (0,016 - x) = (0,016 - 0,0128) = 0,0032 mol/L

$[SbCl_5]$ = (0,135 + x) = (0,135 + 0,0128) = 0,1478 mol/L

Comprobación K_c

$$K_c = \frac{[SbCl3][Cl2]}{[SbCl5]} = \frac{[0{,}0032][0{,}1052]}{[0{,}1478]} = 2{,}3 \times 10^{-3}$$

Ahora evaluamos las nuevas concentraciones en equilibrio con X2 =$0{,}1235$

$[Cl_2]$ = (0,118 - x) = (0,118 - 0,1235) = -0,0055 mol/L (valor negativo no es válido)

$[SbCl_3]$ = (0,016 - x) = (0,016 - 0,1235) = -0,1075 mol/L (valor negativo no es válido) $[SbCl_5]$ = (0,135 + x) = (0,135 + 0,1235) = 0,2585 mol/L

Por lo tanto, las concentraciones en equilibrio calculadas con X1 son las correctas

Equilibrio ácido-base

Forma 1

El buffer de ácido acético (CH_3COOH) y acetato de sodio (CH_3COONa) de pH 4,65 es utilizado en procesos industriales para obtener etanol a través de la fermentación de glucosa. Si se desea preparar 1 L de este buffer utilizando una disolución de ácido acético, 0,5 mol L^{-1}, determine: a) La concentración de la base conjugada, CH_3COO^- en el buffer. (4 puntos)

b) Calcule el pH de 1,00 L de una disolución amortiguadora de CH_3COONa 1,00 mol L^{-1}/CH_3COOH 1,00 mol L^{-1} cuando se agregan 0,2 mol de NaOH. Considere que la adición de NaOH no cambia el volumen de la disolución. (6 puntos)

c) Suponga que a 90 mL de buffer que contiene ácido acético, CH_3COOH (0,3 mol L^{-1}) y acetato de sodio, CH_3COONa (0,35 mol L^{-1}) se le agrega 20 mL de HCl (0,05 mol L^{-1}), calcule el nuevo pH. Considere volúmenes aditivos. (10 puntos)

Dato: $Ka_{CH3COOH} = 1,8 \times 10^{-5}$.

Desarrollo

a) $4,65 = -\log 1,8x10^{-5} + \log \frac{(x)}{(0,5)}$

x= 0,41 mol/L

b) NaOH → Na^+ + HO^- Base fuerte
0,2 mol/L 0,2 mol/L 0,2 mol/L

CH_3COOH + HO^- → CH_3COO^- + H_2O
Reacción: (1mol – 0,2 mol) (1mol + 0,2 mol)
Nuevas conc 0,8 mol/L 1,2 mol/L

$pH = -\log 1,8x10^{-5} + \log \frac{(1+0,2)}{(1-0,2)} = 4,92$

pH = 4,92

c) C_{HCl}: $C_1V_1=C_2V_2$

0,05mol/L x 20 mL = C_2 x 110 mL

C_2= 9,09 x 10^{-3} M

$C_{CH3COOH}$: 0,3 mol/L x 90 mL = C_2 x 110 mL

C2= 0,245 mol/L

C_{CH3COO^-}: 0,35 mol/L x 90 mL = C_2 x 110 mL

C_2= 0,29 mol/L

Al agregar HCl :

Consideramos que todo el sistema está en un mismo volumen:

$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$

CH_3COO^- + H^+ → CH_3COOH

Reacción: (0,29mol/L– $9,09x10^{-3}$ mol/L) (0,245 mol/L + $9,09x10^{-3}$ mol/L)

$C_{CH3COO-}$= 0,29 mol/L – 9,09 x 10^{-3}mol/L= 0,2809 mol/L

$C_{CH3COO-}$= 0,2809 mol/L

$C_{CH3COOH}$= 0,245 mol/L + 9,09 x 10^{-3}mol/L = 0,2541 mol/L

$C_{CH3COOH}$= 0,2541 mol/L

$$pH = -\log 1{,}8x10^{-5} + \log\frac{(0{,}2809)}{(0{,}2541)} = 4{,}78$$

FORMA 2

El buffer de ácido acético (CH_3COOH) y acetato de sodio (CH_3COONa) de pH 4,62 es utilizado en procesos industriales para obtener etanol a través de la fermentación de glucosa. Si se desea preparar 1 L de este buffer utilizando una disolución de ácido acético, 0,45 mol L^{-1}, determine:

a) La concentración de la base conjugada, CH_3COONa en el buffer. (4 puntos)

b) Calcule el pH de 1,00 L de una disolución amortiguadora, que se compone de CH_3COONa (1,00 mol L^{-1}) y CH_3COOH (1,00 mol L^{-1}) cuando se agregan 0,15 mol de NaOH. Considere que la adición de NaOH no cambia el volumen de la disolución. (6 puntos)

c) Suponga que a 90 mL de buffer que contiene ácido acético, CH_3COOH (0,32 mol L^{-1}) y acetato de sodio, CH_3COONa (0,28 mol L^{-1}) se le agrega 20 mL de HCl (0,04 mol L^{-1}), calcule el nuevo pH. Considere volúmenes aditivos. (10 puntos)

Dato: Ka $_{CH3COOH}$ = 1,8 x 10^{-5}.

Desarrollo

a) $$4{,}62 = -\log 1{,}8x10^{-5} + \log\frac{(x)}{(0{,}45)}$$

x= 0,34 mol/L

b) Al agregar NaOH

NaOH → Na^+ + HO^- Base fuerte

0,15 mol/L 0,15 mol/L 0,15 mol/L

CH_3COOH + HO^- → CH_3COO^- + H_2O

Reacción: (1mol – 0,15 mol) (1mol + 0,15 mol)
Nuevas conc 0,85 mol/L 1,15 mol/L

$$pH = -\log 1{,}8x10^{-5} + \log\frac{(1+0{,}15)}{(1-0{,}15)} = 4{,}87$$

c) C_{HCl}: $C_1V_1=C_2V_2$

0,04mol/L x 20 mL = C_2 x 110 mL

C_2= 7,3 x 10-3 M

$C_{CH3COOH}$: 0,32 mol/L x 90 mL = C_2 x 110 mL

C2= 0,262 mol/L

$C_{CH3COO-}$: 0,28 mol/L x 90 mL = C_2 x 110 mL

C_2= 0,229 mol/L
Al agregar HCl

Consideramos que todo el sistema está en un mismo volumen:

Consideramos que todo el sistema está en un mismo volumen:

$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$

CH_3COO^- + H^+ → CH_3COOH
Reacción: (0,29mol/L– 7,3x10^{-3} mol/L) (0,262 mol/L + 7,3 x10^{-3} mol/L)

$C_{CH3COO-}$= 0,229 – 7,3 x 10-3= 0,222

$C_{CH3COO-}$= 0,222 mol/L

$C_{CH3COOH}$= 0,262 + 7,3 x 10^{-3}= 0,2693

$C_{CH3COOH}$= 0,2693 mol/L

$$pH = -\log 1{,}8x10^{-5} + \log\frac{(0{,}222)}{(0{,}2693)} = 4{,}66$$

Forma 3

El buffer de ácido acético (CH_3COOH) y acetato de sodio (CH_3COONa) de pH 4,6 es utilizado en procesos industriales para obtener etanol a través de la fermentación de glucosa. Si se desea preparar 1 L de este buffer utilizando una disolución de ácido acético, 0,42 mol L^{-1}, determine: a) La concentración de la base conjugada, CH_3COO^-, en el buffer. (4 puntos)

b) Calcule el pH de 1,00 L de una disolución amortiguadora que se compone de CH_3COONa (1,00 mol L^{-1}) y CH_3COOH (1,00 mol L^{-1}), cuando se agregan 0,12 mol de NaOH. Considere que la adición de NaOH no cambia el volumen de la disolución. (6 puntos)

c) Suponga que a 90 mL de buffer que contiene ácido acético, CH_3COOH (0,32 mol L^{-1}) y acetato de sodio, CH_3COONa (0,28 mol L^{-1}) se agrega 20 mL de HCl (0,08 mol L^{-1}), calcule el nuevo pH. Considere volúmenes aditivos. (10 puntos)

Dato: Ka $_{CH3COOH}$ = 1,8 x 10^{-5}.

Desarrollo

a) $4{,}6 = -\log 1{,}8x10^{-5} + \log\frac{(x)}{(0{,}42)}$

x= 0,3mol/L

b) Al agregar NaOH

NaOH → Na^+ + HO^- Base fuerte
0,12 mol/L 0,12 mol/L 0,12 mol/L

CH_3COOH + HO^- → CH_3COO^- + H_2O
Reacción: (1mol – 0,12 mol) (1mol + 0,12 mol)
Nuevas conc 0,88 mol/L 1,12 mol/L

$pH = -\log 1{,}8x10^{-5} + \log\frac{(1+0{,}12)}{(1-0{,}12)}$ = 4,84

c) C_{HCl}: $C_1V_1=C_2V_2$

0,08mol/L x 20 mL = C_2 x 110 mL

C_2= 0,0145 mol/L

$C_{CH3COOH}$: 0,32 mol/L x 90 mL = C_2 x 110 mL

C2= 0,262 mol/L

$C_{CH3COO-}$: 0,28 mol/L x 90 mL = C_2 x 110 mL

C_2= 0,229 mol/L

Al agregar HCl

Consideramos que todo el sistema está en un mismo volumen:

HCl → H^+ + Cl^-

CH_3COO- + H+ → CH_3COOH
Reacción: (0,229mol/L– 0,0145 mol/L) (0,262 mol/L + 0,0145 mol/L)

$C_{CH3COO-}$= 0,229 mol/L –0,0145 mol/L = 0,2145 mol/L

$C_{CH3COO-}$= 0,2145 mol/L

$C_{CH3COOH}$= 0,262 mol/L + 0,0145 mol/L = 0,2765 mol/L

$C_{CH3COOH}$= 0,2765 mol/L

$$pH = -\log 1{,}8x10^{-5} + \log\frac{(0{,}2145)}{(0{,}2765)} = 4{,}63$$

REDOX

FORMA 1

a) El tiosulfato de sodio ($Na_2S_2O_3$) es el producto más utilizado para el tratamiento de "declorinación" de aguas residuales con el fin de evitar la generación de contaminantes orgánicos clorados. La reacción que tiene lugar se representa en la siguiente ecuación iónica:

$$\underline{\mathbf{S_2}}O_{3\,2-(ac)} + \underline{\mathbf{Cl_2}}_{(g)} \rightarrow H\underline{\mathbf{S}}O_{4-(ac)} + \underline{\mathbf{Cl}}^-_{(ac)}$$

i) Determine el estado de oxidación de los átomos destacados.

(4 puntos)

ii) Escriba las semireacciones balanceadas, identifique cátodo y ánodo.

(3 puntos)

iii) Escriba la ecuación iónica balanceada en medio ácido.

(3 puntos)

b) En el desarrollo de nuevas baterías para uso comercial se han diseñado diferentes prototipos de pilas voltaicas para lograr un potencial de celda de 2,00 V. Se le pide a usted elaborar una alternativa a partir de las siguientes semirreacciones de reducción estándar:

$Fe^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Fe_{(s)}$ $\quad E°\ (Fe^{2+}/Fe) = -0{,}44\ V$

$MnO_{4-(ac)} + 4H_+ + 3e_- \rightarrow MnO_{2(s)} + 2\ H_2O_{(l)}$ $\quad E°\ (MnO_{4-(ac)}\ /\ MnO_{2(s)}) = 1{,}69\ V$

i) Determine la constante de equilibrio (Kc) para la reacción en condiciones estándar.

(4 puntos)

ii) Calcule el pH de la disolución para obtener un potencial de celda de 2,00 V, si la concentración de MnO_4^- es 0,1 mol/L y la concentración de Fe^{2+} es 0,50 mol/L.

(6 puntos)

a) **I)** EDO: $\underline{\mathbf{S_2}}O_3^{2-}$ S = +2 **(1 punto)**

$\underline{\mathbf{Cl_2}}$ Cl = 0 **(1 punto)**

$H\underline{\mathbf{S}}O_4^-$ S = +6 **(1 punto)**

$\underline{\mathbf{Cl}}^-$ Cl = -1 **(1 punto)**

II) Escriba las semireacciones balanceadas, identifique cátodo y ánodo:

Cátodo: $2\ e^- + Cl_{2\,(g)} \rightarrow 2\ Cl^-_{(ac)}$ **(1,5 puntos)**

Ánodo: $5\ H_2O_{(l)} + S_2O_{3\,2-(ac)} \rightarrow 2\ HSO_{4-(ac)} + 8\ H_{+(ac)} + 8\ e_-$ **(1,5 puntos)**

III) Escriba la ecuación iónica balanceada en medio ácido.

Cátodo: $2\ e^- + Cl_{2\,(g)} \rightarrow 2\ Cl^-_{(ac)}$ /x4

$8\ e^- + 4\ Cl_{2\,(g)} \rightarrow 8\ Cl^-_{(ac)}$

Ánodo: $5\ H_2O_{(l)} + S_2O_{32-(ac)} \rightarrow 2\ HSO_{4-(ac)} + 8\ H_{+(ac)} + 8\ e^-$

Global: $\mathbf{4\ Cl_{2\,(g)} + 5\ H_2O_{(l)} + S_2O_{32-(ac)} \rightarrow 8\ Cl_{-(ac)} + 2\ HSO_{4-(ac)} + 8\ H_{+(ac)}}$ **(3 puntos)**

NOTA: Si en la pregunta II) coloca las semirreacciones con los electrones totales balanceados, considerar total del puntaje. Si solo responde con la ecuación global bien balanceada, pero identifica las reacciones catódicas y anódicas, considerar total de puntaje.

b) **I)** La constante de equilibrio se puede calcular a partir del potencial estándar y el número de electrones transferidos en la reacción:

$$K = 10^{\frac{nxE^{\circ}}{0,0592}}$$

Por lo tanto se define el cátodo y el ánodo para una celda voltaica, y se balancea la ecuación:

Cátodo: $MnO_4^-{}_{(ac)} + 4H^+ + 3e^- \rightarrow MnO_{2(s)} + 2\ H_2O_{(l)}$ / x2

$2\ MnO_{4-(ac)} + 8\ H_+ + \mathbf{6\ e^-} \rightarrow 2\ MnO_{2(s)} + 4\ H_2O_{(l)}$

Ánodo: $Fe_{(s)} \rightarrow Fe^{2+}_{(ac)} + 2e^-$ /x3

$3\ Fe_{(s)} \rightarrow 3\ Fe_{2+(ac)} + \mathbf{6\ e^-}$

Global: $\mathbf{2\ MnO_4^-{}_{(ac)} + 3\ Fe_{(s)} + 8\ H^+ \rightarrow 2\ MnO_{2(s)} + 3\ Fe^{2+}_{(ac)} + 4\ H_2O_{(l)}}$

E° cátodo ($MnO_4^-{}_{(ac)}$ / $MnO_{2(s)}$) = 1,69 V

E° ánodo (Fe^{2+}/Fe) = -0,44 V

En condiciones estándar:

Eº celda = E° cátodo - E° ánodo

Eº celda = 1,69 V – (-0,44 V)

Eº celda = 2,13 V

Ahora se calcula K:

$$K = 10^{\frac{6x2,13V}{0,0592}} = 10^{216}$$ **(4 puntos)**

II) Calcular pH para obtener E = 2,00 V, si

$[MnO_4^-]$ = 0,1 mol/L
$[Fe^{2+}]$ = 0,50 mol/L

$2\ MnO_{4(ac)}^- + 3\ Fe_{(s)} + 8\ H^+ \rightarrow 2\ MnO_{2(s)} + 3\ Fe_{(ac)}^{2+} + 4\ H_2O_{(l)}$

$$E = E^{\circ} - \frac{0{,}0592}{n} log \frac{[Fe^{2+}]^3}{[MnO_4^-]^2[H^+]^8}$$

$$2{,}00\ V = 2{,}13\ V - \frac{0{,}0592}{6} log \frac{[0{,}50\ mol/L\ ]^3}{[0{,}10\ mol/L]^2[H^+]^8}$$

$$[H^+] = 0{,}03\ mol/L$$

$$\boldsymbol{pH = 1{,}5} \qquad \textbf{(6 puntos)}$$

FORMA 2

a) Las aguas de desecho de industrias de acero y textil suelen estar contaminadas con cantidades importantes de cromo hexavalente, el cual produce graves efectos sobre la salud y el medio ambiente. Para eliminarlo, se pueden tratar estas aguas contaminadas con sulfito de sodio (Na_2SO_3). La reacción química que tiene lugar es la siguiente:

$$\underline{\mathbf{Cr_2}}O_{7(ac)}^{2-} + \underline{\mathbf{S}}O_{3(ac)}^{2-} \rightarrow \underline{\mathbf{Cr}}_{(ac)}^{3+} + H\underline{\mathbf{S}}O_{4(ac)}^-$$

i) Determine el estado de oxidación de los átomos destacados.

(4 puntos)

ii) Escriba las semireacciones balanceadas, identifique cátodo y ánodo.

(3 puntos)

iii) Escriba la ecuación iónica balanceada en medio ácido.

(3 puntos)

b) En el desarrollo de nuevas baterías para uso comercial se han diseñado diferentes prototipos de pilas voltaicas para lograr un potencial de celda de 2,0 V. Se le pide a usted elaborar una alternativa a partir de las siguientes semirreacciones de reducción estándar:

$Cu^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$ $\quad E°\ (Cu^{2+}/Cu) = 0{,}34\ V$

$ZrO_{2(s)} + 4H^+ + 4e^- \rightarrow Zr_{(s)} + 2H_2O_{(l)}$ $E°\ (ZrO_{2(s)}/Zr_{(s)}) = -1{,}47\ V$

i) Determine la constante de equilibrio (Kc) para la reacción en condiciones estándar.

(4 puntos)

ii) Calcule el pH de la disolución para obtener un potencial de celda de 2,0 V, si la concentración de Cu^{2+} es 0,50 mol/L.

(6 puntos)

a) I) EDO: $\underline{\mathbf{Cr_2}}O_7^{2-}$ Cr = +6 **(1 punto)**

$\underline{\mathbf{S}}O_3^{2-}$ S = +4 **(1 punto)**

$\underline{Cr}^{3+}$ Cr = +3 **(1 punto)**

$H\underline{S}O_4^-$ S = +6 **(1 punto)**

II) Escriba las semireacciones balanceadas, identifique cátodo y ánodo:

Cátodo: $6\ e^- + 14\ H^+_{(ac)} + Cr_2O_{72-(ac)} \rightarrow 2\ Cr^{3+}_{(ac)} + 7\ H_2O_{(l)}$ **(1,5 puntos)**

Ánodo: $H_2O_{(l)} + SO_{32-(ac)} \rightarrow HSO_{4-(ac)} + H^+ + 2\ e^-$ **(1,5 puntos)**

III) Escriba la ecuación iónica balanceada en medio ácido.

Cátodo: $6\ e^- + 14\ H^+_{(ac)} + Cr_2O_{72-(ac)} \rightarrow 2\ Cr^{3+}_{(ac)} + 7\ H_2O_{(l)}$

Ánodo: $H_2O_{(l)} + SO_{32-(ac)} \rightarrow HSO_{4-(ac)} + H^+_{(ac)} + 2\ e^-$ /x3

$3\ H_2O_{(l)} + 3\ SO_{32-(ac)} \rightarrow 3\ HSO_{4-(ac)} + 3\ H^+_{(ac)} + 6\ e^-$

Global: $\mathbf{11\ H^+_{(ac)} + Cr_2O_{72-(ac)} + 3\ SO_{32-(ac)} \rightarrow 2\ Cr^{3+}_{(ac)} + 3\ HSO_{4-(ac)} + 4\ H_2O_{(l)}}$ **(3 puntos)**

NOTA: Si en la pregunta II) coloca las semirreacciones con los electrones totales balanceados, considerar total del puntaje. Si solo responde con la ecuación global bien balanceada, pero identifica las reacciones catódicas y anódicas, considerar total de puntaje.

b) I) La constante de equilibrio se puede calcular a partir del potencial estándar y el número de electrones transferidos en la reacción:

$$K = 10^{\frac{nxE^{\circ}}{0,0592}}$$

Por lo tanto se define el cátodo y el ánodo para una celda voltaica, y se balancea la ecuación:

Cátodo: $Cu^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$ /x2

$2\ Cu^{2+}_{(ac)} + \mathbf{4\ e^-} \rightarrow 2\ Cu_{(s)}$

Ánodo: $Zr_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow ZrO_{2(s)} + 4H^+ + \mathbf{4e^-}$

Global: $\mathbf{2\ Cu^{2+}_{(ac)} + Zr_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2\ Cu_{(s)} + ZrO_{2(s)} + 4H^+}$

E° cátodo (Cu^{2+}/Cu) = 0,34 V

E° ánodo ($ZrO_{2(s)}/Zr_{(s)}$) = -1,47 V

En condiciones estándar:

Eº celda = E° cátodo - E° ánodo

Eº celda = 0,34 V – (-1,47 V)

Eº celda = 1,81 V

Ahora se calcula K:

$$K = 10^{\frac{4x1,81V}{0,0592}} = 10^{122}$$ **(4 puntos)**

II) Calcular pH para obtener E = 2,00 V, si

$[Cu^{2+}]$ = 0,50 mol/L

$2\ Cu^{2+}_{(ac)} + Zr_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2\ Cu_{(s)} + ZrO_{2(s)} + 4H^+$

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} log \frac{[H^+]^4}{[Cu^{2+}]^2}$$

$$2,00\ V = 1,81\ V - \frac{0,0592}{4} log \frac{[H^+]^4}{[0,50\ mol/L]^2}$$

$$[H^+] = 4,4x10^{-4}\ mol/L$$

$$\boldsymbol{pH = 3,4}$$ **(6 puntos)**

FORMA 3

a) En Chile, la producción de nitrato de sodio está asociada a la producción de yodo. Este subproducto se puede obtener, a nivel industrial, haciendo reaccionar yodato con dióxido de azufre, de acuerdo con la siguiente reacción:

$$\underline{I}O_{3-(ac)} + \underline{S}O_{2\ (g)} \rightarrow H\underline{S}O_{4-(ac)} + \underline{I_2}_{(ac)}$$

i) Determine el estado de oxidación de los átomos destacados.

(4 puntos)

ii) Escriba las semireacciones balanceadas, identifique cátodo y ánodo.

(3 puntos)

iii) Escriba la ecuación iónica balanceada en medio ácido.

(3 puntos)

b) En el desarrollo de nuevas baterías para uso comercial se han diseñado diferentes prototipos de pilas voltaicas para lograr un potencial de celda de 0,95 V. Se le pide a usted elaborar una alternativa a partir de las siguientes semirreacciones de reducción estándar:

$SnO_{2(s)} + 4H^+ + 2e^- \rightarrow Sn^{2+}_{(ac)} + 2H_2O_{(l)}$ $\quad E^\circ (SnO_{2(s)}/Sn^{2+}_{(ac)}) = -0,09\ V$

$Ag^+_{(ac)} + e^- \rightarrow Ag_{(s)}$ $\quad E^\circ (Ag^+_{(ac)}/ Ag_{(s)}) = 0,80\ V$

i) Determine la constante de equilibrio (Kc) para la reacción en condiciones estándar.

(4 puntos)

ii) Calcule el pH de la disolución para obtener un potencial de celda de 0,95 V, si la concentración de Ag^+ es 0,1 mol/L y la concentración de Sn^{2+} es 0,5 mol/L.

(6 puntos)

a) I) EDO: $\underline{I}O_3^-$ I = +5 **(1 punto)**

$\underline{S}O_2$ S = +4 **(1 punto)**

$H\underline{S}O_4^-$ S = +6 **(1 punto)**

$\underline{I_2}$ I = 0 **(1 punto)**

II) Escriba las semireacciones balanceadas, identifique cátodo y ánodo:

Cátodo: $10\ e^- + 12\ H^+_{(ac)} + 2\ IO_3^-{}_{(ac)} \rightarrow I_{2(g)} + 6\ H_2O_{(l)}$ **(1,5 puntos)**

Ánodo: $2\ H_2O_{(l)} + SO_{2\ (g)} \rightarrow HSO_4^-{}_{(ac)} + 3\ H^+ + 2\ e^-$ **(1,5 puntos)**

III) Escriba la ecuación iónica balanceada en medio ácido.

Cátodo: $10\ e^- + 12\ H_{+(ac)} + 2\ IO_{3-(ac)} \rightarrow I_{2(g)} + 6\ H_2O_{(l)}$

Ánodo: $2\ H_2O_{(l)} + SO_{2\ (g)} \rightarrow HSO_{4-(ac)} + 3\ H_{+(ac)} + 2\ e^-$ /x5

$10\ H_2O_{(l)} + 5\ SO_{2\ (g)} \rightarrow 5\ HSO_{4-(ac)} + 15\ H_{+(ac)} + 10\ e^-$

Global: $\mathbf{4\ H_2O_{(l)} + 2\ IO_{3-(ac)} + 5\ SO_{2\ (g)} \rightarrow I_{2(g)} + 5\ HSO_{4-(ac)} + 3\ H_{+(ac)}}$ **(3 puntos)**

NOTA: Si en la pregunta II) coloca las semirreacciones con los electrones totales balanceados, considerar total del puntaje. Si solo responde con la ecuación global bien balanceada, pero identifica las reacciones catódicas y anódicas, considerar total de puntaje.

b) I) La constante de equilibrio se puede calcular a partir del potencial estándar y el número de electrones transferidos en la reacción:

$$K = 10^{\frac{nxE^{\circ}}{0,0592}}$$

Por lo tanto se define el cátodo y el ánodo para una celda voltaica, y se balancea la ecuación:

Cátodo: $Ag^+_{(ac)} + e^- \rightarrow Ag_{(s)}$ /x2

$2\ Ag_{+(ac)} + \mathbf{2\ e^-} \rightarrow 2\ Ag_{(s)}$

Ánodo: $Sn^{2+}_{(ac)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow SnO_{2(s)} + 4H^+ + \mathbf{2e^-}$

Global: $\mathbf{2\ Ag_{+(ac)} + Sn_{2+(ac)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2\ Ag_{(s)} + SnO_{2(s)} + 4H_+}$

E° cátodo ($Ag^+_{(ac)}$/ $Ag_{(s)}$) = 0,80 V

E° ánodo ($SnO_{2(s)}$/$Sn^{2+}_{(ac)}$) = -0,09 V

En condiciones estándar:

Eº celda = E° cátodo - E° ánodo

Eº celda = 0,80 V – (-0,09 V)

Eº celda = 0,89 V

Ahora se calcula K:

$$\boldsymbol{K = 10^{\frac{2x0,89V}{0,0592}} = 10^{30}}$$ **(4 puntos)**

II) Calcular pH para obtener E = 0,95 V, si

$[Ag^+]$ = 0,10 mol/L
$[Sn^{2+}]$ = 0,50 mol/L

$2\,Ag^{+(ac)} + Sn^{2+(ac)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2\,Ag_{(s)} + SnO_{2(s)} + 4H^+$

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} log \frac{[H^+]^4}{[Ag^+]^2[Sn^{2+}]}$$

$$0,95\ V = 0,89\ V - \frac{0,0592}{2} log \frac{[H^+]^4}{[0,1\ mol/L]^2[0,5\ mol/L]}$$

$$[H^+] = 0,082\ mol/L$$

$$\boldsymbol{pH = 1,1}$$ **(6 puntos)**