**Pauta interrogación II**

**Química para Ingeniería (QIM100E)**

**Equilibrio Químico**

1.- En relación al equilibrio químico, cuáles de las siguientes afirmaciones son VERDADERAS:

I. Una reacción química alcanza el equilibrio cuando la velocidad de la reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa.
II. Cuando una reacción alcanza el equilibrio químico, las concentraciones de reactivos y productos son iguales
III. Las unidades de la constante de equilibrio dependerán de los coeficientes estequiométricos que tengan reactivos y productos en la ecuación balanceada.
IV. Si K >> 1 la reacción presentará un alto grado de conversión de reactivos a productos

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

2.- Respecto al equilibrio químico, cuáles de las siguientes afirmaciones son VERDADERAS:

I. Cuando una reacción alcanza el equilibrio químico, las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes
II. Una reacción en equilibrio químico posee una variación de la energía libre de Gibbs no estándar igual a cero ($\Delta G=0$)
III. Para la reacción hipotética A(*ac*) + B(*s*) ⇆ 2C(*ac*), la constante de equilibrio es $Kc = \frac{[C]^2}{[A][B]}$
IV. El cociente de reacción (Q) es igual a la constante de equilibrio cuando el sistema alcanza una determinada posición de equilibrio

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

3.- En relación a la siguiente reacción en equilibrio, cuáles de las siguientes afirmaciones son VERDADERAS:

$$A(g) + 3B(g) \leftrightarrows 3C(g)$$

I. Si al sistema se agregan más moles del reactivo A, el equilibrio se desplazará hacia la formación de productos
II. Si se aumenta la presión del sistema, el equilibrio se desplazará hacia la formación de C
III. El valor de $K_p$ es igual a $K_c$
IV. Si se extrae C a medida que se produce, la reacción evolucionará hacia la formación de C

a) I, II, III
b) II, III, IV
c) I, II, IV
d) I, III, IV
e) Todas son correctas

4.- En relación al equilibrio químico, cuáles de las siguientes afirmaciones son FALSAS:

I. Una reacción química alcanza el equilibrio cuando la velocidad de la reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa.
II. Cuando una reacción alcanza el equilibrio químico, las concentraciones de reactivos y productos son iguales
III. Las unidades de la constante de equilibrio dependerán de los coeficientes estequiométricos que tengan reactivos y productos en la ecuación balanceada
IV. Si K >> 1 la reacción presentará un alto grado de conversión de reactivos a productos

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

5.- Respecto al equilibrio químico, cuáles de las siguientes afirmaciones son FALSAS:

I. Cuando una reacción alcanza el equilibrio químico, las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes
II. Una reacción en equilibrio posee una variación de la energía libre de Gibbs no estándar menor a cero ($\Delta G < 0$)
III. Para la reacción hipotética A(*ac*) + B(s) ⇆2C(*ac*), la constante de equilibrio es $Kc = \frac{[C]^2}{[A][B]}$
IV. El cociente de reacción (Q) es igual a la constante de equilibrio (K) cuando el sistema alcanza una determinada posición de equilibrio

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

6.- En relación a la siguiente reacción en equilibrio, cuáles de las siguientes afirmaciones son FALSAS:

$$A(g) + 3B(g) \leftrightarrows 3C(g)$$

I. Si al sistema se le agregan más moles del reactivo A, el equilibrio se desplazará hacia la formación de productos
II. Si se disminuye la presión del sistema, el equilibrio se desplazará hacia la formación de C
III. El valor de $K_p$ es igual a $K_c$
IV. Si se extrae C a medida que se produce, la reacción evolucionará hacia la formación de los reactivos

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

**Ácido-Base**

1.- Con respecto a la fuerza de un ácido o una base, cuáles de las siguientes afirmaciones son VERDADERAS:

I. Si en agua se disuelve una sal procedente de una base débil y un ácido fuerte generará una disminución del pH de la disolución
II. Un ácido es más débil mientras mayor sea su valor de $pK_a$
III. La primera etapa de ionización de un ácido poliprótico tiene un valor de $pK_a$ menor que el de la segunda ionización.
IV. Una base es más débil cuanto menor sea su $pK_b$

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

2.- A partir de los datos mostrado en la tabla, ordene de **forma decreciente** (mayor a menor) los siguientes compuestos, en función de su fuerza de disociación:

| | **Ácido** | **$pK_a$** |
|---|---|---|
| 1 | Ácido benzoico ($C_7H_6O_2$) | 4,2 |
| 2 | Ácido hipocloroso (HClO) | 7,4 |
| 3 | Fenol ($C_6H_6O$) | 9,9 |
| 4 | Ácido fórmico ($CH_2O_2$) | 3,7 |

a) 4, 1, 2, 3
b) 3, 2, 1, 4
c) 1, 2, 3, 4
d) 3, 2, 4, 1
e) 4, 1, 3, 2

3.- Con respecto a la fuerza de un ácido o una base, cuáles de las siguientes afirmaciones son FALSAS:

I. Si en agua se disuelve una sal procedente de una base débil y un ácido fuerte, generará un aumento del pH de la disolución
II. Un ácido es más débil mientras menor sea su valor de $pK_a$
III. La primera etapa de ionización de un ácido poliprótico tiene un valor de $pK_a$ mayor que el de la segunda ionización
IV. Una base es más débil cuanto mayor sea su $pK_b$

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

4.- A partir de los datos mostrado en la tabla, ordene de **forma creciente** (menor a mayor) los siguientes compuestos en función de su fuerza de disociación:

| | **Ácido** | **pKa** |
|---|---|---|
| 1 | Ácido benzoico ($C_7H_6O_2$) | 4,2 |
| 2 | Ácido hipocloroso (HClO) | 7,4 |
| 3 | Fenol ($C_6H_6O$) | 9,9 |
| 4 | Ácido fórmico ($CH_2O_2$) | 3,7 |

a) 3, 2, 1, 4
b) 4, 1, 2, 3
c) 1, 2, 3, 4
d) 4, 1, 3, 2
e) 3, 2, 4, 1

5.- Una solución contiene una concentración de iones hidroxilo $[OH^-] = 4{,}0 \times 10^{-6}$ mol/L. En base a esto, cual(es) de las siguientes afirmaciones es(son) VERDADERA(S):

I. El pH de la solución es 5,4
II. La concentración de $[H^+] = 2{,}5 \times 10^{-9}$ mol/L
III. La solución tiene un pH ácido

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

6.- El ácido nitroso ($HNO_2$) es un ácido débil que presenta el siguiente equilibrio en solución:

$$HNO_2\,(ac) \rightleftharpoons H^+\,(ac) + NO_2^-\,(ac) \qquad K_a = 7{,}2 \times 10^{-4}$$

Si una solución de este ácido tiene una concentración de 0,35 mol/L, su pH será:

a) 3,6
b) 1,8
c) 0,5
d) 7,0
e) No es posible determinar el pH con los datos entregados

**Redox**

1.- Tomando en cuenta la siguiente ecuación:

$$\mathbf{Cr_2O_3(s) + 2Al(s) \rightarrow 2Cr(s) + Al_2O_3(s)}$$

Cuál de las siguientes afirmaciones es FALSA:

a) El aluminio es oxidado durante la reacción
b) El cromo en el $Cr_2O_3$ es oxidado durante la reacción
c) El aluminio es el agente reductor
d) El estado de oxidación del aluminio en $Al_2O_3$ es +3
e) El estado de oxidación del cromo en $Cr_2O_3$ es + 3

2.-Para la siguiente serie de óxidos:

i. $\mathbf{B}_4O_7^{2-}$
ii. $\mathbf{Re}_2O_7$
iii. $\mathbf{Pb}O_2$

Los estados oxidación de los átomos centrales (remarcados en negrita) se organizan de manera decreciente (mayor a menor), de acuerdo a:

a) ii, iii, i
b) iii, i, ii
c) i, iii, ii
d) ii, i, iii
e) iii, ii, i

3.- Para la siguiente reacción química, que ocurre en medio básico:

$$\boldsymbol{\alpha}Co^{2+} + \boldsymbol{\beta}ClO_3^- \rightarrow \boldsymbol{\gamma}Co_2O_3 + \boldsymbol{\delta}Cl^-$$

**α**, **β**, **γ** y **δ** representan los coeficientes estequiométricos de la reacción final balanceada. En base a esto, cuál de las siguientes afirmaciones **es FALSA**:

a) α=6, β=1,γ=3, δ=1
b) El número total de electrones intercambiados es 6
c) El número de moléculas de $H_2O$ en la ecuación balanceada final es 8
d) El estado de oxidación del ión $Cl^-$ es -1
e) El número de iones hidroxilo necesarios para balancear esta ecuación global es 12

4.- Dados los siguientes potenciales estándar de reducción:

$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu \quad \boldsymbol{E^{\circ}_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34\ V}$

$Ag^{+} + e^- \rightarrow Ag \quad \boldsymbol{E^{\circ}_{Ag^{+}/Ag} = +0,80\ V}$

Cuál de las siguientes afirmaciones es FALSA:

a) En una celda galvánica (pila), compuesta de estas dos semirreaciones, la FEM será $\Delta E^{\circ} = +0{,}46\ V$
b) El cobre actuará como ánodo
c) El $Cu^0$ se oxidará a $Cu^{2+}$
d) Ag actuará como el ánodo
e) $Ag^+$ se reducirá a $Ag^0$

5.- En una celda galvánica, la función del puente salino es:

a) Permitir la transferencia de electrones entre ánodo y cátodo
b) Actuar como ánodo
c) Actuar como cátodo
d) Suplir cationes y aniones a las semiceldas para evitar la acumulación de carga
e) Aumentar la FEM

6.- Para la siguiente reacción en medio ácido:

$$\boldsymbol{\alpha}Co^{2+} + \boldsymbol{\beta}ClO_3^- \rightarrow \boldsymbol{\gamma}Co_2O_3 + \boldsymbol{\delta}Cl^-$$

**α**, **β**, **γ** y **δ** representan los coeficientes estequiométricos de la reacción final balanceada. En base a esto, cuál de las siguientes afirmaciones es FALSA:

a) α=6, β=1, γ=3, δ=1
b) El número total de electrones intercambiados es 6
c) El cobalto es oxidado desde un estado de oxidación +2 a +3
d) El estado de oxidación del Cl en $ClO_3^-$ es +5
e) El número de iones $H^+$ necesarios para balancear esta ecuación global es 6

**CHARLA MAGISTRAL**

1. Según la segunda charla magistral, ¿qué ciudad del norte de Chile ha sido afectada por la dispersión y contaminación de residuos mineros de la empresa Boliden?

   a) Calama
   b) Iquique
   c) Antofagasta
   d) Arica
   e) Tocopilla

2. Según la segunda charla magistral, una de las razones principales para bloquear la entrada de aguas en relaves mineros es:

   a) Evitar procesos de formación de buffers
   b) Evitar procesos de óxido-reducción
   c) Evitar la mineralización
   d) Fortalecer la formación de sulfuros
   e) Aumentar el el pH del relave

3. Según la segunda charla magistral, ¿qué elemento /compuesto se encuentra en proporciones significativas en los relaves y drenajes de la minería y se caracteriza por su acumulación crónica en el organismo humano?

   a) Níquel
   b) Fosfato
   c) Sodio
   d) Arsénico
   e) Magnesio

4. Según la segunda charla magistral, ¿qué frase(s) corresponde(n) al concepto de especiación química en drenajes mineros?

   i. Determina la movilidad del contaminante
   ii. Determina la forma química en que se encuentra el elemento
   iii. Determina la biodisponibilidad del contaminante
   iv. Determina el pH óptimo de la solución

   a) i y ii
   b) i, ii, iv
   c) i, ii, iii
   d) i, ii, iii, iv

e) solo ii

DISOLUCIONES

FORMA A

La solución acuosa de hipoclorito de sodio, NaOCl (MM=58,44 g/mol), es conocida como "lejía" o "cloro" y es ampliamente utilizado para la purificación de superficies, blanqueamiento, eliminación de olores y desinfección del agua. En el marco de la pandemia de COVID-19, las autoridades sanitarias recomiendan realizar la desinfección de superficies utilizando una solución de NaOCl de concentración 0,019 mol/L (disolución A).

En este contexto, se preparan 5 litros de una disolución (disolución B) agregando 800 mL de hipoclorito de sodio comercial de concentración 5,5 % m/V.

a) Determine el volumen (L) que se debe utilizar de la disolución B para obtener 10 litros de la disolución A (0,019 mol/L). Considere volúmenes aditivos. **(5 puntos)**

b) A 300 mL de la disolución A se agregan 2 g de NaOCl puro, determine la concentración molar de la nueva disolución. Considere que la adición de NaOCl no aumenta el volumen de la disolución. **(5 puntos)**

**Desarrollo**

a)

**Opción 1)**

**Transformo la concentración molar a % m/V**

0,019 mol en 1L

m= 0,019 mol x 58,44 g/mol = 1,11036 g, usando MM= 74,44 g/mol, m= 1,4144 g

Esa masa hay en 1 L, debo determinar la masa en 100 mL, es decir, 0,1 L

$\frac{1{,}11036\ g}{1L} = \frac{x}{0{,}1\ L}$

x= 0,111036 g en 100 mL

Por lo tanto,

% m/V= 0,111036 % m/V, usando MM= 74,44 g/mol, 0,1414% m/V (2 puntos)

**Calculo la concentración de la Disolución B:**

5,5%m/V x 800 mL = $C_2$ x 5000 mL

$C_2$= 0,88 %m/V (2 puntos)

**Determino el volumen**

0,88 %m/V x V= 0,111036% m/V x 10 L

V= 1,262 L ~ 1,3 L, usando MM= 74,44 g/mol, V= 1,61 L (1 punto)

**Opción 2)**

**Transformo el %m/V a concentración molar**

5,5 % m/V a concentración molar:
Hay 5,5, g en 100 mL de disolución
Transformo la masa a mol:
n= $\frac{5,5\ g}{58,44\ g/mol} = 0,0941\ mol$, usando MM= 74,44 g/mol, n= 0,0739 mol

**Obtengo la concentración molar**
$C_M = \frac{0.0941\ mol}{0,1\ L} = 0,941\ \frac{mol}{L}$, usando MM= 74,44 g/mol, $C_M$= 0,739 amol/L (2 puntos)
**Determino la concentración de la disolución B**
0,941 mol/L x 800 mL = $C_2$ x 5000 mL
$C_2$=0,1506 mol/L, usando MM= 74,44 g/mol, $C_2$= 0,1181 mol/L (2 puntos)
**Calculo el volumen**
0,1506 mol/L x V = 0,019 mol/L x 10 L
V= 1, 26 L ~ 1,3 L, usando MM= 74,44 g/mol, V= 1,61 L (1 punto)

**Opción 3)**
**Determino los mol que hay en la concentración 5,5 % m/V**
n= 5,5 g / 58,44 g/mol = 0,0941 mol, usando MM= 74,44 g/mol, n= 0,0739 mol
**Calculo los mol que hay en 800 mL**
0,0941 mol / 100 mL = x / 800 mL
X= 0,753 mol, usando MM= 74,44 g/mol, x= 0,5912 mol (2 puntos)
**Obtengo la concentración de la disolución B**
$C_M$= 0,753 mol / 5L = 0,1506 mol/L, usando MM= 74,44 g/mol, $C_M$= 0,11824 mol/L (2 puntos)
**Determino el volumen**
0,1506mol/L x V1 = 10 L x 0,019 mol/L
V= 1,26L, usando MM= 74,44 g/mol, V=1,61 L(1 punto)

b) 0,019 mol en 1L

**Determino los mol en 0,3 L**

0,019 mol / 1L = x / 0,3 L

x= 5,7 x $10^{-3}$ mol (2 puntos)

**Transformo masa adicionada a mol:**
n= $\frac{2\ g}{58,44\ g/mol} = 0,0342\ mol$ usando MM= 74,44 g/mol, n= 0,027 mol (1 punto)
$n_{total}$= 0,0342 mol + 5,7 x $10^{-3}$ mol= 0,0399 mol, usando MM= 74,44 g/mol, $n_T$= 0,0327 mol (2 puntos)

**Obtengo la concentración molar**

$C_M = \frac{0{,}0399\ mol}{0{,}3L} = 0{,}133\ \frac{mol}{L}$ usando MM= 74,44 g/mol, $C_M$= 0,109 mol/L (1 punto)

FORMA B

La solución acuosa de hipoclorito de sodio, NaOCl (MM=58,44 g/mol), es conocida como "lejía" o "cloro" y es ampliamente utilizado para la purificación de superficies, blanqueamiento, eliminación de olores y desinfección del agua. En el marco de la pandemia de COVID-19, las autoridades sanitarias recomiendan realizar la desinfección de superficies utilizando una solución de NaOCl de concentración 0,019 mol/L (disolución A). En este contexto, contexto, se preparan 5 litros de una disolución (disolución B) agregando 700 mL de hipoclorito de sodio comercial de concentración 5,5 % m/V.

a) Determine el volumen (L) que se debe utilizar de la disolución B para obtener 10 litros de la disolución A (0,019 mol/L). Considere volúmenes aditivos. **(5 puntos)**

b) A 300 mL de la disolución A se agrega 1 g de NaOCl puro, determine la concentración molar de la nueva disolución. Considere que la adición de NaOCl no aumenta el volumen de la disolución. **(5 puntos)**

**Desarrollo**

**a)**

**Opción 1)**

**Transformo la concentración molar a % m/V**

0,019 mol en 1L

mol → masa

m= 0,019 mol x 58,44 g/mol = 1,11036 g, usando MM=74,44 g/mol, m= 1,41436 g

esa masa hay en 1 L, debo determinar la masa en 100 mL, es decir, 0,1 L

$\frac{1{,}11036\ g}{1L} = \frac{x}{0{,}1\ L}$

X= 0,111036 g en 100 mL, usando MM= 74,44 g/mol, x= 0,1414 g en 100 mL

Por lo tanto,

% m/V= 0,111036 % m/V (2 puntos) usando MM= 74,44 g/mol; 0,1414 % m/V

**Calculo la concentración de la Disolución B:**

5,5%m/V x 700 mL = $C_2$ x 5000 mL

$C_2$= 0,77 %m/V (2 puntos)

**Determino el volumen**

0,77 %m/V x V= 0,111036% m/V x 10 L

V= 1,44 L ~ 1,4 L, usando MM= 74,44 g/mol, V= 1,84L (1 punto)

**Opción 2)**

**Transformo el %m/V a concentración molar**

5,5 % m/V a concentración molar:

Hay 5,5, g en 100 mL de disolución

Transformo la masa a mol:

n= $\frac{5{,}5\ g}{58{,}44\ g/mol} = 0{,}0941\ mol$ usando MM=74,44 g/mol, n= 0,0739 mol
Obtengo la concentración molar
$C_M = \frac{0.0941\ mol}{0{,}1\ L} = 0{,}941\ \frac{mol}{L}$, usando MM= 74,44 g/mol, $C_M$= 0,739 mol/L (2 puntos)

**Determino la concentración de la Disolución B**
0,941 mol/L x 700 mL = $C_2$ x 5000 mL
$C_2$=0,1317 mol/L, usando MM= 74,44 g/mol, $C_2$= 0,1035 mol/L (2 puntos)

**Calculo el volumen**
0,1317 mol/L x V = 0,019 mol/L x 10 L
V= 1, 44 L ~ 1,4 L usando MM=74,44 g/mol, V= 1,84 L (1 punto)

**Opción 3)**
**Determino los mol que hay en la concentración 5,5 % m/V**
n= 5,5 g / 58,44 g/mol = 0,0941 mol usando MM=74,44 g/mol, n= 0,0739 mol
**Calculo los mol que hay en 700 mL**
0,0941 mol / 100 mL = x / 700 mL
X= 0,6587 mol, usando MM=74,44 g/mol, x= 0,5173 mol (2 puntos)
**Obtengo la concentración de la disolución B**
$C_M$= 0,6587 mol / 5L = 0,13174 mol/L, usando MM=74,44 g/mol, CM= 0,1035 mol/L (2 puntos)
**Determino el volumen**
0,13174mol/L x V1 = 10 L x 0,019 mol/L
V= 1,44L, , usando MM=74,44 g/mol, V= 1,84 L (1 punto)

b) 0,019 mol en 1L

**Determino los mol en 0,3 L**
0,019 mol / 1L = x / 0,3 L
x= 5,7 x $10^{-3}$ mol (2 puntos)
**Transformo masa adicionada a mol:**
n= $\frac{1\ g}{58{,}44\ g/mol} = 0{,}0171\ mol$ usando MM= 74,44 g/mol, n= 0,0134 mol

$n_{total}$= 0,0171mol + 5,7 x $10^{-3}$ mol= 0,0228 mol, usando MM= 74,44 g/mol, ntotal= 0,0191 mol (2 puntos)

**Determino $C_M$:**

$C_M = \frac{0{,}0228\ mol}{0{,}3L} = 0{,}076\ \frac{mol}{L}$ usando MM= 74,44 g/mol; $C_M$= 0,0638 mol/L (1 punto)

FORMA C

La solución acuosa de hipoclorito de sodio, NaOCl (MM=58,44 g/mol), es conocida como "lejía" o "cloro" y es ampliamente utilizado para la purificación de superficies, blanqueamiento, eliminación de olores y desinfección del agua. En el marco de la pandemia de COVID-19, las autoridades sanitarias recomiendan realizar la desinfección de superficies utilizando una solución de NaOCl de concentración 0,019 mol/L (disolución A). En este contexto, contexto, se preparan 5 litros de una disolución (disolución B) agregando 600 mL de hipoclorito de sodio comercial de concentración 5,5 % m/V.

a) Determine el volumen (L) que se debe utilizar de la disolución B para obtener 10 litros de la disolución A (0,019 mol/L). Considere volúmenes aditivos. **(5 puntos)**

b) A 300 mL de la disolución A se agregan 0,8 g de NaOCl puro, determine la concentración molar de la nueva disolución. Considere que la adición de NaOCl no aumenta el volumen de la disolución. **(5 puntos)**

**Desarrollo**

**a)**

**Opción 1)**

**Transformo la concentración molar a % m/V**

0,019 mol en 1L

mol → masa

m= 0,019 mol x 58,44 g/mol = 1,11036 g usando la masa molar de 74,44 g/mol, m= 1,4144 g

esa masa hay en 1 L, debo determinar la masa en 100 mL, es decir, 0,1 L

$\frac{1{,}11036\ g}{1L} = \frac{x}{0{,}1\ L}$

X= 0,111036 g en 100 mL usando MM= 74,44 g/mol, x= 0,1414 g en 100 mL

Por lo tanto,

% m/V= 0,111036 % m/V, usando MM= 74,44 g/mol, 0,1414 %m/V (2 puntos)

**Calculo la concentración de la Disolución B:**

5,5%m/V x 600 mL = $C_2$ x 5000 mL

$C_2$= 0,66 %m/V (2 puntos)

**Determino el volumen**

0,66 %m/V x V= 0,111036% m/V x 10 L

V= 1,682 L ~ 1,7 L, usando MM=74,44 g/mol, V=2,14 L (1 punto)

**Opción 2)**

**Transformo el %m/V a concentración molar**

5,5 % m/V a concentración molar:

Hay 5,5, g en 100 mL de disolución

Transformo la masa a mol:

n= $\frac{5{,}5\ g}{58{,}44\ g/mol} = 0{,}0941\ mol$ usando MM=74,44 g/mol, n= 0,0738 mol
Obtengo la concentración molar
$C_M = \frac{0.0941\ mol}{0{,}1\ L} = 0{,}941\ \frac{mol}{L}$, usando MM=74,44 g/mol,, CM= 0,739 mol/L(2 puntos)

**Determino la concentración de la disolución B**
0,941 mol/L x 600 mL = $C_2$ x 5000 mL
$C_2$=0,11292 mol/L, usando MM= 74,44 g/mol, $C_2$= 0,0887 mol/L (2 puntos)
**Calculo el volumen**
0,11292 mol/L x V = 0,019 mol/L x 10 L
V= 1,682 L ~ 1,7 L usando MM= 74,44 g/mol, V= 2,14 L(1 punto)

**Opción 3)**
**Determino los mol que hay en la concentración** 5,5 % m/V
n= $\frac{5{,}5\ g}{58{,}44\ g/mol}$ = 0,0941 mol usando MM= 74,44 g/mol, n= 0,0739 mol

**Calculo los mol que hay en 600 mL**
$\frac{0{,}0941\ mol}{100\ mL} = \frac{x}{600\ mL}$

x= 0,5646 mol, usando MM= 74,44 g/mol, x= 0,4434 mol (2 puntos)

**Obtengo la concentración de la disolución B**
$C_M = \frac{0{,}5646\ mol}{5L}$ = 0,11292 mol/L, usando MM= 74,44 g/mol, $C_M$= 0,0887 mol/L (2 puntos),

**Determino el volumen**
0,11292mol/L x V1 = 10 L x 0,019 mol/L
V= 1,68 L~ 1,7 L, usando MM= 74,44 g/mol, V= 2,14 L(1 punto)

**b)**
0,019 mol en 1L
**Determino los mol en 0,3 L**
$\frac{0{,}019\ mol}{1L} = \frac{x}{0{,}3\ L}$; x= 5,7 x $10^{-3}$ mol (2 puntos)

**Transformo masa adicionada a mol:**
n= $\frac{0{,}8\ g}{58{,}44\ g/mol} = 0{,}0137 mol$, usando MM= 74,44 g/mol, n= 0,0107 mol
$n_{total}$= 0,0137 mol + 5,7 x $10^{-3}$ mol= 0,0194 mol, usando MM= 74,44 g/mol, ntotal= 0,01645 mol (2 puntos)

**Determino $C_M$**
$C_M = \frac{0{,}0194\ mol}{0{,}3L} = 0{,}0646\ \frac{mol}{L}$ (1 punto), usando MM= 74,44 g/mol, CM= 0,0548 mol/L

FORMA D

La solución acuosa de hipoclorito de sodio, NaOCl (MM=58,44 g/mol), es conocida como "lejía" o "cloro" y es ampliamente utilizado para la purificación de superficies, blanqueamiento, eliminación de olores y desinfección del agua. En el marco de la pandemia de COVID-19, las autoridades sanitarias recomiendan realizar la desinfección de superficies utilizando una solución de NaOCl de concentración 0,019 mol/L (disolución A). En este contexto, contexto, se preparan 5 litros de una disolución (disolución B) agregando 500 mL de hipoclorito de sodio comercial de concentración 5,5 % m/V.

a) Determine el volumen (L) que se debe utilizar de la disolución B para obtener 10 litros de la disolución A (0,019 mol/L). Considere volúmenes aditivos. **(5 puntos)**

b) A 300 mL de la disolución A se agregan 1,2 g de NaOCl puro, determine la concentración molar de la nueva disolución. Considere que la adición de NaOCl no aumenta el volumen de la disolución. **(5 puntos)**

**Desarrollo**

**a)**
**Opción 1)**
**Transformo la concentración molar a % m/V**
0,019 mol en 1L
mol → masa
m= 0,019 mol x 58,44 g/mol = 1,11036 g
esa masa hay en 1 L, debo determinar la masa en 100 mL, es decir, 0,1 L

$$\frac{1{,}11036\ g}{1\ L} = \frac{x}{0{,}1\ L}$$

x= 0,111036 g en 100 mL
Por lo tanto,
% m/V= 0,111036 % m/V, usando MM= 74,44 g/mol, 0,1414%m/V (2 puntos)

**Calculo la concentración de la Disolución B:**
5,5%m/V x 500 mL = $C_2$ x 5000 mL
$C_2$= 0,55 %m/V (2 puntos)

**Determino el volumen**
0,55 %m/V x V= 0,111036% m/V x 10 L
V= 2,019 L ~ 2,0 L usando MM= 74,44 g/mol, V= 2,57 L (1 punto)

**Opción 2)**
**Transformo el %m/V a concentración molar**
5,5 % m/V a concentración molar:
Hay 5,5, g en 100 mL de disolución
Transformo la masa a mol:

n= $\frac{5{,}5\ g}{58{,}44\ g/mol} = 0{,}0941\ mol$, usando la masa molar de 74,44 g/mol, n= 0,0739 mol
Obtengo la concentración molar
$C_M = \frac{0.0941\ mol}{0{,}1\ L} = 0{,}941\ \frac{mol}{L}$, usando MM= 74,44 g/mol, $C_M$=0,739 mol/L (2 puntos)

**Determino la concentración de la Disolución B**
0,941 mol/L x 500 mL = $C_2$ x 5000 mL
$C_2$=0,0941 mol/L, usando MM= 74,44 g/mol, CM= 0,0739 mol/L(2 puntos)
**Calculo el volumen**
0,0941 mol/L x V = 0,019 mol/L x 10 L
V= 2,019 L ~ 2,0 L usando MM= 74,44 g/mol, V= 2,57 L (1 punto)
**Opción 3)**
**Determino los mol que hay en la concentración 5,5 % m/V**
n= 5,5 g / 58,44 g/mol = 0,0941 mol, usando MM= 74,44 g/mol, n= 0,0739 mol

**Calculo los mol que hay en 500 mL**
0,0941 mol / 100 mL = x / 500 mL

x= 0,4705 mol , usando MM= 74,44 g/mol, x= 0,3695 mol(2 puntos)

**Obtengo la concentración de la disolución B**
$C_M$= 0,4705 mol / 5L = 0,0941 mol/L, usando MM= 74,44 g/mol, CM= 0,0739 mol/L (2 puntos)

**Determino el volumen**
0,0941mol/L x V1 = 10 L x 0,019 mol/L
V= 2,019 L~ 2,0 L, usando MM= 74,44 g/mol, V= 2,57 L (1 punto)

b)
0,019 mol en 1L
**Determino los mol en 0,3 L**
0,019 mol / 1L = x / 0,3 L

x= 5,7 x $10^{-3}$ mol (2 puntos)

**Transformo masa adicionada a mol**:
n= $\frac{1{,}2\ g}{58{,}44\ g/mol} = 0{,}0205\ mol$, usando MM= 74,44 g/mol, n= 0,016 mol
$n_{total}$= 0,0205 mol + 5,7 x $10^{-3}$ mol= 0,0262 mol, usando MM= 74,44 g/mol, $n_T$= 0,0217 mol (2 puntos)

**Determino $C_M$**

$C_M = \frac{0{,}0262\ mol}{0{,}3L} = 0{,}0873\ \frac{mol}{L}$, usando MM= 74,44 g/mol, CM= 0,0724 mol/L (1 punto)

**FORMA E**

La solución acuosa de hipoclorito de sodio, NaOCl (MM=58,44 g/mol), es conocida como "lejía" o "cloro" y es ampliamente utilizado para la purificación de superficies, blanqueamiento, eliminación de olores y desinfección del agua. En el marco de la pandemia de COVID-19, las autoridades sanitarias recomiendan realizar la desinfección de superficies utilizando una solución de NaOCl de concentración 0,019 mol/L (disolución A). En este contexto, se preparan 5 litros de una disolución (disolución B) agregando 900 mL de hipoclorito de sodio comercial de concentración 5,5 % m/V.

a) Determine el volumen (L) que se debe utilizar de la disolución B para obtener 10 litros de la disolución A (0,019 mol/L). Considere volúmenes aditivos. **(5 puntos)**

b) A 300 mL de la disolución A se agregan 0,5 g de NaOCl puro, determine la concentración molar de la nueva disolución. Considere que la adición de NaOCl no aumenta el volumen de la disolución. **(5 puntos)**

**Desarrollo**

**a)**

**Opción 1)**

**Transformo la concentración molar a % m/V**

0,019 mol en 1L

mol → masa

m= 0,019 mol x 58,44 g/mol = 1,11036 g, usando MM=74,44 g/mol, m= 1,4144 g

esa masa hay en 1 L, debo determinar la masa en 100 mL, es decir, 0,1 L

$\frac{1{,}11036\ g}{1\ L} = \frac{x}{0{,}1\ L}$

x= 0,111036 g en 100 mL, usando MM= 74,44 g/mol, x= 0,1414 g en 100 mL

Por lo tanto,

% m/V= 0,111036 % m/V, usando MM= 74,44 g/mol, 0,1414%m/V (2 puntos)

**Calculo la concentración de la Disolución B:**

5,5%m/V x 900 mL = $C_2$ x 5000 mL

$C_2$= 0,99 %m/V (2 puntos)

**Determino el volumen**

0,99 %m/V x V= 0,111036% m/V x 10 L

V= 1,1216 L ~ 1,1 L, usando MM= 74,44 g/mol, V= 1,4283 L (1 punto)

**Opción 2)**

**Transformo el %m/V a concentración molar**

5,5 % m/V a concentración molar:

Hay 5,5, g en 100 mL de disolución

Transformo la masa a mol:

n= $\frac{5{,}5\ g}{58{,}44\ g/mol} = 0{,}0941\ mol$, usando MM= 74,44 g/mol,n= 0,0739 mol

**Obtengo la concentración molar**

$C_M = \frac{0.0941\ mol}{0,1\ L} = 0,941 \frac{mol}{L}$, usando MM= 74,44 g/mol, $C_M$= 0,739 mol/L (2 puntos)

Determino la concentración de la disolución B

0,941 mol/L x 900 mL = $C_2$ x 5000 mL

$C_2$=0,16938 mol/L, usando MM= 74,44 g/mol, CM= 0,1328 mol/L (2 puntos)

**Calculo el volumen**

0,16938 mol/L x V = 0,019 mol/L x 10 L

V= 1,122 L ~ 1,1 L, usando MM= 74,44 g/mol, V= 1,43 L (1 punto)

**Opción 3)**

**Determino los mol que hay en la concentración** 5,5 % m/V

n= 5,5 g / 58,44 g/mol = 0,0941 mol, usando MM= 74,44 g/mol, n=0,0739 mol

**Calculo los mol que hay en 900 mL**

0,0941 mol / 100 mL = x / 900 mL

X= 0,8469 mol , usando MM= 74,44 g/mol, x= 0,6651 mol

**Obtengo la concentración de la disolución B**

$C_M$= 0,8469 mol / 5L = 0,16938 mol/L, usando MM=74,44 g/mol, CM= 0,133mol/L

**Determino el volumen**

0,16938 mol/L x V1 = 10 L x 0,019 mol/L

V= 1,12 L~ 1,1 L, usando MM= 74,44 g/mol, V= 1,43 L

**b)**

0,019 mol en 1L

**Determino los mol en 0,3 L**

0,019 mol / 1 L = x / 0,3 L

x= 5,7 x $10^{-3}$ mol (2 puntos)

**Transformo masa adicionada a mol:**

n= $\frac{0,5\ g}{58,44\ g/mol} = 8,56x10^{-3}\ mol$ usando MM= 74,44 g/mol, n=6,7 x$10^{-3}$ mol

$n_{total}$= 8,56 x$10^{-3}$ mol + 5,7 x $10^{-3}$ mol= 0,01426 mol, usando MM= 74,44 g/mol, $n_{total}$= 0,0124 mol (2 puntos)

**Determino la concentración molar:**

$C_M = \frac{0,01426\ mol}{0,3L} = 0,0475 \frac{mol}{L}$ , usando MM= 74,44 g/mol, $C_M$= 0,0413 mol/L (1 punto)

EQUILIBRIO QUÍMICO

FORMA A

**a)** El amoniaco ($NH_3$) se produce a través del proceso de Haber, donde nitrógeno ($N_2$) e hidrógeno ($H_2$) reaccionan directamente sobre un catalizador de óxido de hierro, de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrow 2NH_{3(g)} \qquad K_p=5{,}3 \times 10^5 \text{ a } 30^oC$$

En un ensayo industrial a 30 ºC un ingeniero agrega a un reactor $NH_{3(g)}$. Se alcanza el equilibrio cuando el 50% del amoniaco inicial se transforma en $N_{2(g)}$ e $H_{2(g)}$. Calcule la presión parcial inicial de amoniaco ($P_{NH3}$ en atm) **(6 puntos)**.

**b)** El amoniaco en conjunto con sulfuro de hidrógeno ($H_2S$) es utilizado para la producción de hidrosulfuro de amonio ($NH_4HS$), un compuesto empleado ocasionalmente en la industria fotográfica y textil:

$$NH_{3(g)} + H_2S_{(g)} \leftrightarrow NH_4HS_{(s)}$$

En un recipiente de un volumen constante de 5 L se mezclan 2 moles de $NH_3$, 2 moles de $H_2S$ y 2 moles de $NH_4HS$ a 35ºC. A esta temperatura $K_c$ para la reacción es 400. ¿Cuántos moles de $NH_4HS$ estarán presentes en el equilibrio? **(8 puntos)**

**c)** Además del proceso de Haber, el nitrógeno ($N_2$) se emplea en la producción de trifluoruro de nitrógeno ($NF_3$), un gas incoloro utilizado en la industria de producción de dispositivos basados en semiconductores:

$$N_{2(g)} + 3F_{2(g)} \leftrightarrow 2NF_{3(g)}$$

Calcule $K_p$ de la reacción en condiciones estándar de presión y temperatura. **(6 puntos)**

| **Compuesto** | **$\Delta H_f^o$ (kJ/mol)** | **$S^o$ (J/mol K)** |
|---|---|---|
| $NF_{3(g)}$ | -113 | 260 |
| $N_{2(g)}$ | 0 | 191 |
| $F_{2(g)}$ | 0 | 203 |

**Desarrollo**

**a)**

**Opción 1**

$Kp=P_{NH3}^2/(P_{N2}\,P_{H2}^3)=5,3\ x10^5$ **2 puntos**

| | $N_{2(g)}$ | + $3H_{2(g)}$ | ↔ $2NH_{3(g)}$ |
|---|---|---|---|
| Inicio | 0 | 0 | $P_0$ |
| Cambio | +x | +3x | -2x |
| Equilibrio | x | 3x | $P_0$-2x |

**1 punto**

$P_0-2x=P_0/2$

$P_0=4x$, entonces en el equilibro $P_{NH3}= P_0-2x=2x$ **1 punto**

En el equilibrio:

$Kp=P_{NH3}^2/(P_{N2}\,P_{H2}^3)=5,3\ x10^5$

$Kp=(2x)^2/x\cdot(3x)^3$

$Kp=4x^2/27x^4$

$x=5,287x10^{-4}$ **1 punto**

$P_0=4x$, entonces $4*5,287x10^{-4}=2,1x10^{-3}$ atm **1 punto**

La presión inicial de amoniaco es $2,1x10^{-3}$ atm

**Opción 2**

| | $N_{2(g)}$ | + $3H_{2(g)}$ | ↔ $2NH_{3(g)}$ |
|---|---|---|---|
| Inicio | 0 | 0 | X |
| Cambio | +0,25X | +0,75X | -0,5X |
| Equilibrio | +0,25X | +0,75X | X-0,5X |

**2 puntos**

$Kp=P_{NH3}^2/(P_{N2}\,P_{H2}^3)=5,3\ x10^5$ **2 puntos**

$Kp=(X-0,5X)^2/0,25X*(0,75X)^3$

$X=2,1\ x10^{-3}$ atm **2 puntos**

La presión inicial de amoniaco es $2,1x10^{-3}$ atm

**b)**

$NH_{3(g)} + H_2S_{(g)} \leftrightarrow NH_4HS_{(s)}$

| | | | |
|---|---|---|---|
| Inicio (moles) | 2 | 2 | 2 |
| Inicio [ ] | 2/5 | 2/5 | 2/5 |
| Cambio | -x | -x | +x |
| Equilibrio | 0,4-x | 0,4-x | 0,4+x |

**4 puntos**

$Kc=1/[NH_3][H_2S]=400$ , como $NH_4HS$ es un sólido puro, se considera constante.

$Kc=1/[0,4-x][0,4-x]=400$ /se aplica raíz cuadrada a ambos lados de la ecuación

$1/[0,4-x]=20$

$x=0,35$ mol/L **2 puntos**

<u>Moles de $NH_4HS$ en el equilibrio</u>

0,35 mol/L

0,35 moles → 1 L

x moles → 5L

x=1,75 moles **1 punto**

Entonces $NH_4HS$ en el equilibrio = 1,75 + 2= 3,75 moles **1 punto**

**c)**

$\Delta G^o = \Delta H^o - T\Delta S^o$ y $\Delta G^o = -RT \cdot \ln Kp$

$\Delta H^o_{reacción} = \sum n_p \Delta H^o_f (productos) - \sum n_p \Delta H^o_f (reactantes)$

$\Delta H^o$=2mol*-113 kJ/mol=-226 kJ **1 punto**

$\Delta S^o_{reacción} = \sum n_p \Delta S^o (productos) - \sum n_p \Delta S^o (reactantes)$ **1 punto**

$\Delta S^o$=2mol*260 J/mol·K – (1 mol*191 J/mol·K + 3 mol*203 J/mol·K)

$\Delta S^o$=-280 J/ K=-0,28 kJ/K

$\Delta G^o = \Delta H^o - T\Delta S^o$ =-226 kJ – 298 K (-0,28 kJ/K )=-142,56 kJ = -142560 J **2 puntos**

$\Delta G^o = -RT \cdot \ln Kp$

-142560 J = -8,314 J/K·mol * 298 K * LnKp

57,54= LnKp

$e^{57,54}$=Kp o Kp= $9,76 \times 10^{24}$ **2 puntos**

FORMA B

**a)** El amoniaco ($NH_3$) se produce a través del proceso de Haber, donde nitrógeno ($N_2$) e hidrógeno ($H_2$) reaccionan directamente sobre un catalizador de óxido de hierro de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrow 2NH_{3(g)} \qquad K_p = 5,85 \times 10^5 \text{ a } 35^oC$$

En un ensayo industrial a 35 ºC un ingeniero agrega a un reactor $NH_{3(g)}$. Se alcanza el equilibrio cuando el 50% del amoniaco inicial se transforma en $N_{2(g)}$ e $H_{2(g)}$. Calcular la presión parcial inicial de amoniaco ($P_{NH3}$ en atm) **(6 puntos)**.

**b)** El amoniaco en conjunto con sulfuro de hidrógeno ($H_2S$) es utilizado para la producción de hidrosulfuro de amonio ($NH_4HS$), un compuesto empleado ocasionalmente en la industria fotográfica y textil:

$$NH_{3(g)} + H_2S_{(g)} \leftrightarrow NH_4HS_{(s)}$$

En un recipiente de un volumen constante de 5 L se mezclan 2,5 moles de $NH_3$, 2,5 moles de $H_2S$ y 2,5 moles de $NH_4HS$ a 35ºC. A esta temperatura $K_c$ para la reacción es 500. ¿Cuántos moles de $NH_4HS$ estarán presentes en el equilibrio? **(8 puntos)**

**c)** Además del proceso de Haber, el nitrógeno ($N_2$) se emplea en la producción de trifluoruro de nitrógeno ($NF_3$), un gas incoloro utilizado en la industria de producción de dispositivos basados en semiconductores:

$$N_{2(g)} + 3F_{2(g)} \leftrightarrow 2NF_{3(g)}$$

Calcule $K_p$ de la reacción en condiciones estándar de presión y temperatura. **(6 puntos)**

| **Compuesto** | **$\Delta H_f^o$ (kJ/mol)** | **$S^o$ (J/mol K)** |
|---|---|---|
| $NF_{3(g)}$ | -130 | 262 |
| $N_{2(g)}$ | 0 | 192 |
| $F_{2(g)}$ | 0 | 205 |

**Desarrollo**

**a)**

$Kp=P_{NH3}^2/(P_{N2}\,P_{H2}^3)=5,85\ x10^5$ **2 puntos**

| | $N_{2(g)}$ | + $3H_{2(g)}$ | ↔ $2NH_{3(g)}$ |
|---|---|---|---|
| Inicio | 0 | 0 | $P_0$ |
| Cambio | +x | +3x | -2x |
| Equilibrio | x | 3x | $P_0$-2x |

**1 punto**

$P_0-2x=P_0/2$

$P_0=4x$, entonces en el equilibro $P_{NH3}= P_0-2x=2x$ **1 punto**

En el equilibrio:

$Kp=P_{NH3}^2/(P_{N2}\,P_{H2}^3)=5,85\ x10^5$

$Kp=(2x)^2/x\cdot(3x)^3$

$Kp=4x^2/27x^4$

$x=5,03x10^{-4}$ **1 punto**

$P_0=4x$, entonces $4*5,03x10^{-4}=2,013x10^{-3}$ atm **1 punto**

La presión inicial de amoniaco es $2,01x10^{-3}$ atm

**Opción 2**

| | $N_{2(g)}$ | + $3H_{2(g)}$ | ↔ $2NH_{3(g)}$ |
|---|---|---|---|
| Inicio | 0 | 0 | X |
| Cambio | +0,25X | +0,75X | -0,5X |
| Equilibrio | +0,25X | +0,75X | X-0,5X |

**2 puntos**

$Kp=P_{NH3}^2/(P_{N2}\,P_{H2}^3)=5{,}85\ x10^5$ **2 puntos**

$Kp=(X-0{,}5X)^2/0{,}25X*(0{,}75X)^3$

$X=2{,}01\ x10^{-3}$ atm **2 puntos**

La presión inicial de amoniaco es $2{,}01x10^{-3}$ atm

**b)**

| | $NH_{3(g)}$ + | $H_2S_{(g)}$ ↔ | $NH_4HS_{(s)}$ | |
|---|---|---|---|---|
| Inicio moles | 2.5 | 2.5 | 2.5 | |
| Inicio [ ] | 2.5/5 | 2.5/5 | 2.5/5 | |
| Cambio | -x | -x | +x | |
| Equilibrio | 0,5-x | 0,5-x | 0,5+x | **4 puntos** |

$Kc=1/[NH_3][H_2S]=500$, como $NH_4HS$ es un sólido puro, se considera constante.

$Kc=1/[0{,}5-x][0{,}5-x]=500$ /raíz cuadrada a ambos lados

$1/[0{,}5-x]=22{,}36$

$x=0{,}455$ mol/L **2 puntos**

<u>Moles de $NH_4HS$ en el equilibrio</u>

0,455 mol/L

0,455 moles → 1 L

x moles → 5L

x=2,275 moles **1 punto**

Entonces $NH_4HS$ en el equilibrio = 2,275 + 2,5= 4,775 moles **1 punto**

**c)**

$\Delta G^o = \Delta H^o - T\Delta S^o$ y $\Delta G^o = -RT \cdot \ln Kp$

$\Delta H^o_{reacción} = \sum n_p \Delta H^o_f (productos) - \sum n_p \Delta H^o_f (reactantes)$

$\Delta H^o = 2mol * -130\ kJ/mol = -260\ kJ$ **1 punto**

$\Delta S^o_{reacción} = \sum n_p \Delta S^o (productos) - \sum n_p \Delta S^o (reactantes)$ **1 punto**

$\Delta S^o = 2mol * 262\ J/mol \cdot K - (1\ mol * 192\ J/mol \cdot K + 3\ mol * 205\ J/mol \cdot K)$

$\Delta S^o = -283\ J/K = -0{,}283\ kJ/K$

$\Delta G^o = \Delta H^o - T\Delta S^o = -260\ kJ - 298\ K\ (-0{,}283\ kJ/K) = -175{,}666\ kJ = -175666\ J$ **2 puntos**

$\Delta G^o = -RT \cdot \ln Kp$

$-175666\ J = -8{,}314\ J/K \cdot mol * 298\ K * \ln Kp$

$70{,}90 = \ln Kp$

$e^{70{,}90} = Kp$ o $Kp = 6{,}19 \times 10^{30}$ **2 puntos**

FORMA C

**(a)** El amoniaco ($NH_3$) se produce a través del proceso de Haber, donde nitrógeno ($N_2$) e hidrógeno ($H_2$) reaccionan directamente sobre un catalizador de óxido de hierro de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrow 2NH_{3(g)} \qquad K_p=4{,}6 \times 10^5 \text{ a } 40^oC$$

En un ensayo industrial a 40 ºC un ingeniero agrega a un reactor $NH_{3(g)}$. Se alcanza el equilibrio cuando el 50% del amoniaco inicial se transforma en $N_{2(g)}$ e $H_{2(g)}$. Calcular la presión parcial inicial de amoniaco ($P_{NH3}$ en atm) **(6 puntos)**.

**(b)**El amoniaco en conjunto con sulfuro de hidrógeno ($H_2S$) es utilizado para la producción de hidrosulfuro de amonio ($NH_4HS$), un compuesto empleado ocasionalmente en la industria fotográfica y textil:

$$NH_{3(g)} + H_2S_{(g)} \leftrightarrow NH_4HS_{(s)}$$

En un recipiente de un volumen constante de 5 L se mezclan 3,5 moles de $NH_3$, 3,5 moles de $H_2S$ y 3,5 moles de $NH_4HS$ a 38ºC. A esta temperatura $K_c$ para la reacción es 350. ¿Cuántos moles de $NH_4HS$ estarán presentes en el equilibrio? **(8 puntos)**

**(c)** Además del proceso de Haber, el nitrógeno ($N_2$) se emplea en la producción de trifluoruro de nitrógeno ($NF_3$), un gas incoloro utilizado en la industria de producción de dispositivos basados en semiconductores:

$$N_{2(g)} + 3F_{2(g)} \leftrightarrow 2NF_{3(g)}$$

Calcule $K_p$ de la reacción en condiciones estándar de presión y temperatura. **(6 puntos)**

| **Compuesto** | **$\Delta H_f^o$ (kJ/mol)** | **$S^o$ (J/mol K)** |
|---|---|---|
| $NF_{3(g)}$ | -119 | 258 |
| $N_{2(g)}$ | 0 | 188 |
| $F_{2(g)}$ | 0 | 199 |

**Desarrollo**

**a)**

**Opción 1**

$Kp=P_{NH3}^2/(P_{N2}\,P_{H2}^3)=4,6\ x10^5$ **2 puntos**

| | $N_{2(g)}$ | + $3H_{2(g)}$ | ↔ $2NH_{3(g)}$ |
|---|---|---|---|
| Inicio | 0 | 0 | $P_0$ |
| Cambio | +x | +3x | -2x |
| Equilibrio | x | 3x | $P_0$-2x |

**1 punto**

$P_0-2x=P_0$*

$P_0=4x$, entonces en el equilibro $P_{NH3}= P_0-2x=2x$ **1 punto**

En el equilibrio:

$Kp=P_{NH3}^2/(P_{N2}\,P_{H2}^3)=4,6\ x10^5$

$Kp=(2x)^2/x\cdot(3x)^3$

$Kp=4x^2/27x^4$

$x=5,675x10^{-4}$ **1 punto**

$P_0=4x$, entonces $4*5,675x10^{-4}=2,27x10^{-3}$ atm **1 punto**

La presión inicial de amoniaco es $2,27x10^{-3}$ atm

**Opción 2**

| | $N_{2(g)}$ | + $3H_{2(g)}$ | ↔ $2NH_{3(g)}$ |
|---|---|---|---|
| Inicio | 0 | 0 | X |
| Cambio | +0,25X | +0,75X | -0,5X |
| Equilibrio | +0,25X | +0,75X | X-0,5X |

**2 puntos**

$Kp=P_{NH3}^2/(P_{N2}\,P_{H2}^3)=4,6\ x10^5$ **2 puntos**

$Kp=( X-0,5X)^2/0,25X*(0,75X)^3$

$X=2,27\ x10^{-3}$ atm **2 puntos**

La presión inicial de amoniaco es $2,27x10^{-3}$ atm

**b)**

| | $NH_{3(g)}$ + | $H_2S_{(g)}$ ↔ | $NH_4HS_{(s)}$ |
|---|---|---|---|
| Inicio moles | 3.5 | 3.5 | 3.5 |
| Inicio [ ] | 3.5/5 | 3.5/5 | 3.5/5 |
| Cambio | -x | -x | +x |
| Equilibrio | 0,7-x | 0,7-x | 0,7+x |

**4 puntos**

$Kc=1/[NH_3][H_2S]=350$, como $NH_4HS$ es un sólido puro, se considera constante.

$Kc=1/[0,7-x][0,7-x]=350$ /raíz cuadrada a ambos lados

$1/[0,7-x]=18,71$

$x=0,647$ mol/L **2 puntos**

<u>Moles de $NH_4HS$ en el equilibrio</u>

0,647 mol/L

0,647 moles → 1 L

x moles → 5L

x=3,235 moles **1 punto**

Entonces $NH_4HS$ en el equilibrio = 3,235 + 3,5= 6,73 moles **1 punto**

**c)**

$\Delta G^o=\Delta H^o-T\Delta S^o$ y $\Delta G^o=-RT\cdot LnKp$

$\Delta H^o_{reacción} = \sum n_p \Delta H^o_f (productos) - \sum n_p \Delta H^o_f (reactantes)$

$\Delta H^o=2mol*-119\ kJ/mol=-238\ kJ$ **1 punto**

$\Delta S^o_{reacción} = \sum n_p \Delta S^o (productos) - \sum n_p \Delta S^o (reactantes)$ **1 punto**

$\Delta S^o=2mol*258\ J/mol\cdot K - (1\ mol*188\ J/mol\cdot K + 3\ mol*199\ J/mol\cdot K)$

$\Delta S^o=-269\ J/K=-0{,}269\ kJ/K$

$\Delta G^o=\Delta H^o-T\Delta S^o =-238\ kJ - 298\ K\ (-0{,}269\ kJ/K)=-157{,}838\ kJ = -157838\ J$ **2 puntos**

$\Delta G^o=-RT\cdot LnKp$

$-157838\ J = -8{,}314\ J/K\cdot mol * 298\ K * LnKp$

$63{,}707= LnKp$

$e^{63{,}707}=Kp$ o $Kp= 4{,}65 \times 10^{27}$ **2 puntos**

FORMA D

**a)** El amoniaco ($NH_3$) se produce a través del proceso de Haber, donde nitrógeno ($N_2$) e hidrógeno ($H_2$) reaccionan directamente sobre un catalizador de óxido de hierro de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrow 2NH_{3(g)} \qquad K_p=6{,}1 \times 10^5 \text{ a } 28^oC$$

En un ensayo industrial a 28 ºC un ingeniero agrega a un reactor $NH_{3(g)}$. Se alcanza el equilibrio cuando el 50% del amoniaco inicial se transforma en $N_{2(g)}$ e $H_{2(g)}$. Calcular la presión parcial inicial de amoniaco ($P_{NH3}$ en atm) **(6 puntos)**.

**b)** El amoniaco en conjunto con sulfuro de hidrógeno ($H_2S$) es utilizado para la producción de hidrosulfuro de amonio ($NH_4HS$), un compuesto empleado ocasionalmente en la industria fotográfica y textil:

$$NH_{3(g)} + H_2S_{(g)} \leftrightarrow NH_4HS_{(s)}$$

En un recipiente de un volumen constante de 5,5 L se mezclan 1,5 moles de $NH_3$, 1,5 moles de $H_2S$ y 1,5 moles de $NH_4HS$ a 35ºC. A esta temperatura $K_c$ para la reacción es 420. ¿Cuántos moles de $NH_4HS$ estarán presentes en el equilibrio? **(8 puntos)**

**c)** Además del proceso de Haber, el nitrógeno ($N_2$) se emplea en la producción de trifluoruro de nitrógeno ($NF_3$), un gas incoloro utilizado en la industria de producción de dispositivos basados en semiconductores:

$$N_{2(g)} + 3F_{2(g)} \leftrightarrow 2NF_{3(g)}$$

Calcule $K_p$ de la reacción en condiciones estándar de presión y temperatura. **(6 puntos)**

| **Compuesto** | **$\Delta H_f^o$ (kJ/mol)** | **$S^o$ (J/mol K)** |
|---|---|---|
| $NF_{3(g)}$ | -116 | 264 |
| $N_{2(g)}$ | 0 | 195 |
| $F_{2(g)}$ | 0 | 208 |

**Desarrollo**

**a)**

**Opción 1**

$Kp=P_{NH3}^2/(P_{N2}\,P_{H2}^3)=6,1x10^5$ **2 puntos**

| | $N_{2(g)}$ + | $3H_{2(g)}$ ↔ | $2NH_{3(g)}$ |
|---|---|---|---|
| Inicio | 0 | 0 | $P_0$ |
| Cambio | +x | +3x | -2x |
| Equilibrio | x | 3x | $P_0$-2x |

**1 punto**

$P_0-2x=P_0$*

$P_0=4x$, entonces en el equilibro $P_{NH3}= P_0-2x=2x$ **1 punto**

En el equilibrio:

$Kp=P_{NH3}^2/(P_{N2}\,P_{H2}^3)=6,1\ x10^5$

$Kp=(2x)^2/x\cdot(3x)^3$

$Kp=4x^2/27x^4$

$x=4,928x10^{-4}$ **1 punto**

$P_0=4x$, entonces $4*4,928x10^{-4}=1,97x10^{-3}$ atm **1 punto**

La presión inicial de amoniaco es $1,97x10^{-3}$ atm

**Opción 2**

| | $N_{2(g)}$ + | $3H_{2(g)}$ ↔ | $2NH_{3(g)}$ |
|---|---|---|---|
| Inicio | 0 | 0 | X |
| Cambio | +0,25X | +0,75X | -0,5X |
| Equilibrio | +0,25X | +0,75X | X-0,5X |

**2 puntos**

$Kp=P_{NH3}^2/(P_{N2}\,P_{H2}^3)=6,1\ x10^5$ **2 puntos**

$Kp=(X-0,5X)^2/0,25X*(0,75X)^3$

$X=1,97\ x10^{-3}$ atm **2 puntos**

La presión inicial de amoniaco es $1,97x10^{-3}$ atm

**b)**

| | $NH_{3(g)}$ + | $H_2S_{(g)}$ ↔ | $NH_4HS_{(s)}$ |
|---|---|---|---|
| Inicio moles | 1.5 | 1.5 | 1.5 |
| Inicio [ ] | 1.5/5.5 | 1.5/5.5 | 1.5/5.5 |
| Cambio | -x | -x | +x |
| Equilibrio | 0,27-x | 0,27-x | 0,27+x |

**4 puntos**

$Kc=1/[NH_3][H_2S]=420$, como $NH_4HS$ es un sólido puro, se considera constante.

$Kc=1/[0,27-x][0,27-x]=420$ /raíz cuadrada a ambos lados

$1/[0,27-x]=20,494$

$x=0,221$ mol/L **2 puntos**

<u>Moles de $NH_4HS$ en el equilibrio</u>

0, 221 mol/L

0, 221 moles → 1 L

x moles → 5,5L

x=1,2166 moles **1 punto**

Entonces $NH_4HS$ en el equilibrio = 1,217 + 1,5= 2,71 moles **1 punto**

**c)**

$\Delta G^o = \Delta H^o - T\Delta S^o$ y $\Delta G^o = -RT \cdot Ln Kp$

$\Delta H^o_{reacción} = \sum n_p \Delta H^o_f (productos) - \sum n_p \Delta H^o_f (reactantes)$

$H^o = 2mol * -116\ kJ/mol = -232\ kJ$ **1 punto**

$\Delta S^o_{reacción} = \sum n_p \Delta S^o (productos) - \sum n_p \Delta S^o (reactantes)$ **1 punto**

$\Delta S^o = 2mol * 264\ J/mol \cdot K - (1\ mol * 195\ J/mol \cdot K + 3\ mol * 208\ J/mol \cdot K)$

$\Delta S^o = -291\ J/K = -0{,}291\ kJ/K$

$\Delta G^o = \Delta H^o - T\Delta S^o = -232\ kJ - 298\ K\ (-0{,}291\ kJ/K) = -145{,}282\ kJ = -145282\ J$ **2 puntos**

$\Delta G^o = -RT \cdot Ln Kp$

$-145282\ J = -8{,}314\ J/K \cdot mol * 298\ K * Ln Kp$

$58{,}64 = Ln Kp$

$e^{58{,}64} = Kp$ o $Kp = 1{,}97 \times 10^{23}$ **2 puntos**

FORMA E

**a)** El amoniaco ($NH_3$) se produce a través del proceso de Haber, donde nitrógeno ($N_2$) e hidrógeno ($H_2$) reaccionan directamente sobre un catalizador de óxido de hierro de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrow 2NH_{3(g)} \qquad K_p=7{,}1 \times 10^5 \text{ a } 30^oC$$

En un ensayo industrial a 30 ºC un ingeniero agrega a un reactor $NH_{3(g)}$. Se alcanza el equilibrio cuando el 50% del amoniaco inicial se transforma en $N_{2(g)}$ e $H_{2(g)}$. Calcular la presión parcial inicial de amoniaco ($P_{NH3}$ en atm) **(6 puntos)**.

**b)** El amoniaco en conjunto con sulfuro de hidrógeno ($H_2S$) es utilizado para la producción de hidrosulfuro de amonio ($NH_4HS$), un compuesto empleado ocasionalmente en la industria fotográfica y textil:

$$NH_{3(g)} + H_2S_{(g)} \leftrightarrow NH_4HS_{(s)}$$

En un recipiente de un volumen constante de 7 L se mezclan 3 moles de $NH_3$, 3 moles de $H_2S$ y 3 moles de $NH_4HS$ a 42ºC. A esta temperatura $K_c$ para la reacción es 390. ¿Cuántos moles de $NH_4HS$ estarán presentes en el equilibrio? **(8 puntos)**

**c)** Además del proceso de Haber, el nitrógeno ($N_2$) se emplea en la producción de trifluoruro de nitrógeno ($NF_3$), un gas incoloro utilizado en la industria de producción de dispositivos basados en semiconductores:

$$N_{2(g)} + 3F_{2(g)} \leftrightarrow 2NF_{3(g)}$$

Calcule $K_p$ de la reacción en condiciones estándar de presión y temperatura. **(6 puntos)**

| **Compuesto** | **$\Delta H_f^o$ (kJ/mol)** | **$S^o$ (J/mol K)** |
|---|---|---|
| $NF_{3(g)}$ | -120 | 270 |
| $N_{2(g)}$ | 0 | 198 |
| $F_{2(g)}$ | 0 | 210 |

**Desarrollo**

**a)**

**Opción 1**

$Kp=P_{NH3}^2/(P_{N2}\,P_{H2}^3)=7{,}1x10^5$ **2 puntos**

$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrow 2NH_{3(g)}$

| | | | |
|---|---|---|---|
| Inicio | 0 | 0 | $P_0$ |
| Cambio | +x | +3x | -2x |
| Equilibrio | x | 3x | $P_0$-2x |

**1 punto**

$P_0-2x=P_0$*

$P_0=4x$, entonces en el equilibro $P_{NH3}= P_0-2x=2x$ **1 punto**

En el equilibrio:

$Kp=P_{NH3}^2/(P_{N2}\,P_{H2}^3)=7{,}1\ x10^5$

$Kp=(2x)^2/x\cdot(3x)^3$

$Kp=4x^2/27x^4$

$x=4{,}568x10^{-4}$ **1 punto**

$P_0=4x$, entonces $4*4{,}568x10^{-4}=1{,}827x10^{-3}$ atm **1 punto**

La presión inicial de amoniaco es $1{,}83x10^{-3}$ atm

**Opción 2**

$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrow 2NH_{3(g)}$

| | | | |
|---|---|---|---|
| Inicio | 0 | 0 | X |
| Cambio | +0,25X | +0,75X | -0,5X |
| Equilibrio | +0,25X | +0,75X | X-0,5X |

**2 puntos**

$Kp=P_{NH3}^2/(P_{N2}\,P_{H2}^3)=7,1\ x10^5$ **2 puntos**

$Kp=(X-0,5X)^2/0,25X*(0,75X)^3$

$X=1,827\ x10^{-3}$ atm **2 puntos**

La presión inicial de amoniaco es $1,83x10^{-3}$ atm

**b)**

| | $NH_{3(g)}$ + | $H_2S_{(g)}$ ↔ | $NH_4HS_{(s)}$ |
|---|---|---|---|
| Inicio moles | 3 | 3 | 3 |
| Inicio [ ] | 3/7 | 3/7 | 3/7 |
| Cambio | -x | -x | +x |
| Equilibrio | 0,429-x | 0,429-x | 0,429+x |

**4 puntos**

$Kc=1/[NH_3][H_2S]=390$, como $NH_4HS$ es un sólido puro, se considera constante.

$Kc=1/[0,429-x][0,429-x]=390$ /raíz cuadrada a ambos lados

$1/[0,429-x]=19,75$

$x=0,378$ mol/L **2 puntos**

<u>Moles de $NH_4HS$ en el equilibrio</u>

0, 378 mol/L

0, 378 moles → 1 L

x moles → 7L

x=2,65 moles **1 punto**

Entonces $NH_4HS$ en el equilibrio = 2,65 + 3= 5, 65 moles **1 punto**

**c)**

$\Delta G^o = \Delta H^o - T\Delta S^o$ y $\Delta G^o = -RT \cdot \ln Kp$

$\Delta H^o_{reacción} = \sum n_p \Delta H^o_f (productos) - \sum n_p \Delta H^o_f (reactantes)$

$\Delta H^o = 2mol * -120\ kJ/mol = -240\ kJ$ **1 punto**

$\Delta S^o_{reacción} = \sum n_p \Delta S^o (productos) - \sum n_p \Delta S^o (reactantes)$ **1 punto**

$\Delta S^o = 2mol * 270\ J/mol \cdot K - (1\ mol * 198\ J/mol \cdot K + 3\ mol * 210\ J/mol \cdot K)$

$\Delta S^o = -288\ J/K = -0{,}288\ kJ/K$

$\Delta G^o = \Delta H^o - T\Delta S^o = -240kJ - 298\ K\ (-0{,}288\ kJ/K) = -154{,}176\ kJ = -154176\ J$ **2 puntos**

$\Delta G^o = -RT \cdot \ln Kp$

$-154176\ J = -8{,}314\ J/K \cdot mol * 298\ K * \ln Kp$

$62{,}23 = \ln Kp$

$e^{62{,}23} = Kp$ o $Kp = 1{,}06 \times 10^{27}$ **2 puntos**

**EQUILIBIO ÁCIDO-BASE**

**FORMA A**

A un estudiante de Ingeniería se le pide preparar 800 mL de una disolución buffer a partir de 400 mL de una disolución de ácido acético ($CH_3COOH$) y 400 mL de una disolución de su respectiva sal. Para ello, se le entrega una disolución de ácido acético ($CH_3COOH$) con una concentración de 1,25 mol/L y una disolución de acetato de calcio ($(CH_3COO)_2Ca$) con una concentración de 0,300 mol/L.

a) Para la disolución buffer preparada por el estudiante:

(i) Escriba la ecuación de disociación de la sal de acetato de calcio ($(CH_3COO)_2Ca$) en agua. **(2 ptos)**

(ii) Determine la concentración de iones $CH_3COO^-$ y $H_3O^+$, y el pH de la disolución. **(8 ptos)**

**DATO:**

$K_a(CH_3COOH) = 1,8 \times 10^{-5}$.

b) Si a 150 mL de una disolución buffer, que fue preparada a partir de ácido acético, $CH_3COOH$ (0,600 mol/L) y acetato de calcio, $(CH_3COO)_2Ca$ (0,350 mol/L), se le agregan 1,00 g de NaOH (MM= 40,0 g/mol), determine cuánto varía el pH con respecto a la disolución amortiguadora.

**(10 ptos)**

**Desarrollo**

**(a)**

**a.i.** $(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH_3COO^-$ **2 ptos**

**a.ii.** Cálculo mediante H-H a partir de las concentraciones molares de las sustancias en el volumen de 800 mL de disolución (volumen total):

Concentración molar en la disolución (0,8 L) para el ácido acético, de concentración 1,25 mol/L

$$1,25\ \frac{mol}{L} * 0,4\ L = 0,500\ mol$$

$$[CH3COOH] = \frac{0,500\ mol}{0,8\ L\ disolución} = 0,625\ mol/L$$ **1 pto**

Concentración molar en la disolución (0,8 L) para la sal de acetato de calcio 0,300 mol/L

$$0{,}300\ \frac{mol}{L} * 0{,}4\ L = 0{,}120\ mol$$

$$[(CH3COO)2Ca] = \frac{0{,}120\ mol}{0{,}8\ L\ disolución} = 0{,}150\ mol/L$$

$$(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH3COO^-$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,150 M | --- | --- |
| $C_{final}$ | --- | 0,150 M | 2(0,150M) |
| | | 0,150 M | 0,30 M = $[CH_3COO^-]$ |

Con esto, la concentración de los iones $CH_3COO^-$ = 0,30 mol/L **2 ptos.**

Cálculo del pH a partir de la ecuación de Henderson-Hasselbach:

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1{,}8 * 10^{-5}) + log\frac{[0{,}30]}{[0{,}625]}$$

$pH = 4{,}42$ **3 ptos**

Y la concentración de iones $H_3O^+$:

$[H^+] = [H_3O^+] = 10^{-pH} = 3{,}75*10^{-5}$ **2 ptos**

**a.ii. Otra forma:** Cálculo mediante H-H a partir de los moles de las sustancias agregados a la disolución (con esto, el volumen se anula en la ecuación de H-H):

Moles del ácido acético, de concentración 1,25 mol/L

$1{,}25\ \frac{mol}{L} * 0{,}4\ L = 0{,}500\ mol$ **1 pto**

Moles de la sal de acetato de calcio 0,300 mol/L

$$0{,}300\ \frac{mol}{L} * 0{,}4\ L = 0{,}120\ mol$$

$$(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH3COO^-$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,120 mol | --- | --- |
| $C_{final}$ | --- | 0,120 mol | 2(0,120 mol) |
| | | 0,120 M | 0,240 mol |

Con esto, la concentración de los iones $CH_3COO^-$ = 0,240 mol/0,800 L = 0,300 mol/L

**2 ptos**

Cálculo del pH a partir de la ecuación de H-H:

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1{,}8 * 10^{-5}) + log\frac{[0{,}240/V]}{[0{,}500/V]}$$

$pH = 4{,}42$ **3 ptos**

Y la concentración de iones $H_3O^+$:

$[H^+] = [H_3O^+] = 10^{-pH} = 3{,}75*10^{-5}$ **2 ptos**

**a.ii. Otra forma:** Cálculo a partir de concentración molar en la disolución (0,8 L) para el ácido acético, de concentración 1,25 mol/L

$$1{,}25\ \frac{mol}{L} * 0{,}4\ L = 0{,}500\ mol$$

$$[CH3COOH] = \frac{0{,}500\ mol}{0{,}8\ L\ disolución} = 0{,}625\ mol/L$$ **1 pto**

Concentración molar en la disolución (0,8 L) para la sal de acetato de calcio 0,300 mol/L

$$0{,}300\ \frac{mol}{L} * 0{,}4\ L = 0{,}120\ mol$$

$$[(CH3COO)2Ca] = \frac{0{,}120\ mol}{0{,}8\ L\ disolución} = 0{,}150\ mol/L$$

$$(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH3COO^-$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,150 M | --- | --- |
| $C_{final}$ | --- | 0,150 M | 2(0,150M) |
| | | 0,150 M | 0,30 M = $[CH_3COO^-]$ |

Con esto, la concentración de los iones $CH_3COO^-$ = 0,30 mol/L **2 ptos**

Para el cálculo de la concentración de los iones $H_3O^+$, se puede calcular de la siguiente forma:

| | $CH_3COOH$ | ⇔ | $H^+$ | + | $CH_3COO^-$ |
|---|---|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,625 mol/L | | --- | | 0,30 mol/L |
| $C_{cambio}$ | -x | | +x | | +x |
| $C_{equilibrio}$ | (0,625 – x) | | +x | | (0,30 + x) |

$$Ka = \frac{[H+][CH3COO-]}{[CH3COOH]} = \frac{x * (0,30 + x)}{(0,625 - x)} = 1,8 * 10^{-5}$$

$$x = \frac{1,8 * 10^{-5} * 0,625}{0,30} = 3,75 * 10^{-5}$$

$[H^+] = [H_3O^+] = 3,75 * 10^{-5}$ **3 ptos**

Para el cálculo del pH:

$$pH = -\log(3,75 * 10^{-5}) = 4,42$$ **2 ptos**

**b)** Cálculo del pH disolución buffer (sin NaOH):

- La concentración del $CH_3COOH$ (ácido) es la que se da en el encabezado:

$[CH_3COOH]$ = **0,600 mol/L**

- Para calcular la concentración de los iones $CH_3COO^-$ (base conjugada):

$$(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH3COO^-$$

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,35 M | --- | --- | |
| $C_{final}$ | --- | 0,35 M | 2(0,35M) | |
| | | 0,150 M | **0,700 M** = $[CH_3COO^-]$ | **2 ptos** |

Por lo tanto, por H-H:

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1,8 * 10^{-5}) + log\frac{[0,70]}{[0,60]}$$

$pH = 4,81$ **3 ptos**

Si se calcula el pH de la disolución buffer con H-H, pero con el número de moles del ácido y la base conjugada (con esto, el volumen se anula en la ecuación de H-H):

Ácido acético:

$$[CH_3COOH] = 0{,}600 \text{ mol/L}$$

$$n_{CH3COOH} = \frac{0{,}600\ mol}{1\ L} * 0{,}150\ L = 0{,}09\ mol\ CH3COOH$$ **1 pto**

Acetato de calcio:

$$[(CH_3COO)_2Ca] = 0{,}350 \text{ mol/L}$$

$$n_{(CH3COO)2Ca} = \frac{0{,}350\ mol}{1\ L} * 0{,}150\ L = 0{,}0525\ mol\ CH3COOH$$

$$(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH3COO^-$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,0525 mol | --- | --- |
| $C_{final}$ | --- | 0,0525 mol | 2(0,0525 mol) |
| | | 0,525 mol | **0,105 mol** |

**1 pto**

Por lo tanto, por H-H:

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1{,}8 * 10^{-5}) + log\frac{[0{,}105/V]}{[0{,}09/V]}$$

$$pH = 4{,}81$$ **3 ptos**

Para calcular los moles y la concentración molar (mol/L) de NaOH que se agrega a la disolución buffer, y el pH luego de agregar el NaOH:

Moles de NaOH:

$$n = 1{,}00\ g * \frac{1\ mol}{40{,}0\ g} = 0{,}025\ mol\ NaOH$$ **1 pto**

Concentración molar de NaOH:

$$[NaOH] = \frac{0{,}025\ mol}{0{,}150\ L} = 0{,}167\ mol/L$$ **1 pto**

Con esto, se puede calcular el pH de la disolución sin la presencia de NaOH y luego de agregar NaOH:

i) pH de la disolución luego de agregar NaOH

| | $CH_3COOH$ | + $OH^-$ | ⇔ | $CH_3COO^-$ | + $H_2O$ |
|---|---|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,600 M | | --- | 0,700 M | |
| $C_{(adición\ base)}$ | --- | | 0,167 M | --- | |
| $C_{cambio}$ | (0,600 – 0,167) | | --- | (0,700 + 0,167) | |
| $C_{equilibrio}$ | 0,433 M | | --- | 0,867 M | |

Comentado [KM1]: Un pequeño error, no afecta el resultado.

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1{,}8 * 10^{-5}) + log\frac{[0{,}867]}{[0{,}433]}$$

$$pH = 5{,}05$$ **2 ptos**

Por lo tanto, el pH de la disolución buffer aumenta en 0,24 (5,05 – 4,81) al adicionar la base. **1 pto**

Si se calcula a partir del número de moles (con esto, el volumen se anula en la ecuación de H-H):

i) pH de la disolución luego de agregar NaOH

| | $CH_3COOH$ | + $OH^-$ | ⇔ | $CH_3COO^-$ | + $H_2O$ |
|---|---|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,0900 mol | | --- | 0,105M | |
| $C_{(adición\ base)}$ | --- | | 0,0250 mol | --- | |
| $C_{cambio}$ | (0,09 – 0,025) | | --- | (0,105 + 0,025) | |
| $C_{equilibrio}$ | 0,065 mol | | --- | 0,130 mol | |

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1{,}8 * 10^{-5}) + log\frac{[0{,}130/V]}{[0{,}065/V]}$$

$$pH = 5{,}05$$ **2 ptos**

Por lo tanto, el pH de la disolución buffer aumenta en 0,24 (5,05 – 4,81) al adicionar la base. **1 pto**

**FORMA B**

A un estudiante de Ingeniería se le pide preparar 850 mL de una disolución buffer a partir de 425 mL de una disolución de ácido acético ($CH_3COOH$) y 425 mL de una disolución de su respectiva sal. Para ello, se le entrega una disolución de ácido acético ($CH_3COOH$) con una concentración de 1,15 mol/L y una disolución de acetato de calcio ($(CH_3COO)_2Ca$) con una concentración de 0,200 mol/L.

a) Para la disolución buffer preparada por el estudiante:

(i) Escriba la ecuación de disociación de la sal de acetato de calcio ($(CH_3COO)_2Ca$) en agua. **(2 ptos)**

(ii) Determine la concentración de iones $CH_3COO^-$ y $H_3O^+$, y el pH de la disolución. **(8 ptos)**

**DATO:**

$K_a(CH_3COOH) = 1,8 \times 10^{-5}$.

b) Si a 140 mL de una disolución buffer, que fue preparada a partir de ácido acético, $CH_3COOH$ (0,500 mol/L) y acetato de calcio, $(CH_3COO)_2Ca$ (0,250 mol/L), se le agregan 1,20 g de NaOH (MM= 40,0 g/mol), determine cuánto varía el pH con respecto a la disolución amortiguadora.

**(10 ptos)**

**Desarrollo**

**(a)**

**a.i.** $(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH_3COO^-$ **2 ptos**

**a.ii.** Cálculo mediante H-H a partir de las concentraciones molares de las sustancias en el volumen de 850 mL de disolución (volumen total):

Concentración molar en la disolución (0,850 L) para el ácido acético, de concentración 1,15 mol/L

$$1{,}15\ \frac{mol}{L} * 0{,}425\ L = 0{,}489\ mol$$

$$[CH3COOH] = \frac{0{,}489\ mol}{0{,}850 L\ disolución} = 0{,}575\ mol/L$$ **1 pto**

Concentración molar en la disolución (0,850 L) para la sal de acetato de calcio 0,200 mol/L

$$0{,}200\ \frac{mol}{L} * 0{,}425\ L = 0{,}085\ mol$$

$$[(CH3COO)2Ca] = \frac{0{,}085\ mol}{0{,}850\ L\ disolución} = 0{,}100\ mol/L$$

$$(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH3COO^-$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,100 M | --- | --- |
| $C_{final}$ | --- | 0,100 M | 2(0,100M) |
| | | 0,100 M | 0,200 M = $[CH_3COO^-]$ |

Con esto, la concentración de los iones $CH_3COO^-$ = 0,200 mol/L **2 ptos**

Cálculo del pH a partir de la ecuación de Henderson-Hasselbach:

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1{,}8 * 10^{-5}) + log\frac{[0{,}200]}{[0{,}575]}$$

$pH = 4{,}29$ **3 ptos**

Y la concentración de iones $H_3O^+$:

$[H^+] = [H_3O^+] = 10^{-pH} = 5{,}18*10^{-5}$ **2 ptos**

**a.ii. Otra forma:** Cálculo mediante H-H a partir de los moles de las sustancias agregados a la disolución (con esto, el volumen se anula en la ecuación de H-H):

Moles del ácido acético, de concentración 1,15 mol/L

$1{,}15\ \frac{mol}{L} * 0{,}425\ L = 0{,}489\ mol$ **1 pto**

Moles de la sal de acetato de calcio 0,200 mol/L

$$0{,}200\ \frac{mol}{L} * 0{,}425\ L = 0{,}085\ mol$$

$$(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH3COO^-$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,085 mol | --- | --- |
| $C_{final}$ | --- | 0,085 mol | 2(0,085 mol) |
| | | 0,085 mol | 0,170 mol |

Con esto, la concentración de los iones $CH_3COO^-$ = 0,170 mol / 0,850 L = 0,200 mol/L

**2 ptos**

Cálculo del pH a partir de la ecuación de Henderson-Hasselbach:

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1{,}8 * 10^{-5}) + log\frac{[0{,}170/V]}{[0{,}489/V]}$$

$pH = 4{,}29$ **3 ptos**

Y la concentración de iones $H_3O^+$:

$[H^+] = [H_3O^+] = 10^{-pH} = 5{,}18*10^{-5}$ **2 ptos**

**a.ii. Otra forma:** Cálculo a partir de concentración molar en la disolución (0,850 L) para el ácido acético, de concentración 1,15 mol/L, sin usar H-H.

$$1{,}15\ \frac{mol}{L} * 0{,}425\ L = 0{,}489\ mol$$

$$[CH3COOH] = \frac{0{,}489\ mol}{0{,}850\ L\ disolución} = 0{,}575\ mol/L$$ **1 pto**

Concentración molar en la disolución (0,850 L) para la sal de acetato de calcio 0,200 mol/L

$$0{,}200\ \frac{mol}{L} * 0{,}425\ L = 0{,}085\ mol$$

$$[(CH3COO)2Ca] = \frac{0{,}085\ mol}{0{,}850\ L\ disolución} = 0{,}100\ mol/L$$

$$(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH3COO^-$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,100 M | --- | --- |
| $C_{final}$ | --- | 0,100 M | 2(0,100M) |
| | | 0,100 M | 0,200 M = $[CH_3COO^-]$ |

Con esto, la concentración de los iones $CH_3COO^-$ = 0,200 mol/L **2 ptos**

Para el cálculo de la concentración de los iones $H_3O^+$, se puede calcular de la siguiente forma:

| | $CH_3COOH$ | ⇔ | $H^+$ | + | $CH_3COO^-$ |
|---|---|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,575 mol/L | | --- | | 0,200 mol/L |
| $C_{cambio}$ | -x | | +x | | +x |
| $C_{equilibrio}$ | (0,575 – x) | | +x | | (0,20 + x) |

$$Ka = \frac{[H+][CH3COO-]}{[CH3COOH]} = \frac{x * (020 + x)}{(0{,}575 - x)} = 1{,}8 * 10^{-5}$$

$$x = \frac{1{,}8 * 10^{-5} * 0{,}575}{0{,}20} = 5{,}18 * 10^{-5}$$

$[H^+] = [H_3O^+] = 5{,}18 * 10^{-5}$ **3 ptos**

Para el cálculo del pH:

$$pH = -\log(5{,}18 * 10^{-5}) = 4{,}29$$ **2 ptos**

**b)** Cálculo del pH disolución buffer (sin NaOH):

- La concentración del $CH_3COOH$ (ácido) es la que se da en el encabezado:

$[CH_3COOH]$ = **0,500 mol/L**

- Para calcular la concentración de los iones $CH_3COO^-$ (base conjugada):

$$(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH3COO^-$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,25 M | --- | --- |
| $C_{final}$ | --- | 0,25 M | 2(0,25M) |
| | | 0,250 M | **0,500 M** = $[CH_3COO^-]$ **2 ptos** |

Por lo tanto, por H-H:

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1{,}8 * 10^{-5}) + log\frac{[0{,}500]}{[0{,}500]}$$

$pH = 4{,}74$ **3 ptos**

Si se calcula el pH de la disolución buffer con H-H, pero con el número de moles del ácido y la base conjugada (con esto, el volumen se anula en la ecuación de H-H):

Ácido acético:

$$[CH_3COOH] = 0{,}500 \text{ mol/L}$$

$$n_{CH3COOH} = \frac{0{,}500\ mol}{1\ L} * 0{,}140\ L = \mathbf{0{,}07\ mol\ CH3COOH}$$ **1 pto**

Acetato de calcio:

$$[(CH_3COO)_2Ca] = 0{,}250 \text{ mol/L}$$

$$n_{(CH3COO)2Ca} = \frac{0{,}250\ mol}{1\ L} * 0{,}140\ L = 0{,}0350\ mol\ CH3COOH$$

$$(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH3COO^-$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,0350 mol | --- | --- |
| $C_{final}$ | --- | 0,0350 mol | 2(0,0305 mol) |
| | | 0,0350 mol | **0,07 mol** |

**1 pto**

Por lo tanto, por H-H:

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1{,}8 * 10^{-5}) + log\frac{[0{,}07/V]}{[0{,}07/V]}$$

$$pH = 4{,}74$$ **3 ptos**

Para calcular los moles y la concentración molar (mol/L) de NaOH que se agrega a la disolución buffer, y el pH luego de agregar el NaOH:

Moles de NaOH:

$$n = 1{,}20\ g * \frac{1\ mol}{40{,}0\ g} = 0{,}030\ mol\ NaOH$$ **1 pto**

Concentración molar de NaOH:

$$[NaOH] = \frac{0{,}030\ mol}{0{,}140\ L} = 0{,}214\ mol/L$$ **1 pto**

Con esto, se puede calcular el pH de la disolución sin la presencia de NaOH y luego de agregar NaOH:

ii) pH de la disolución luego de agregar NaOH

| | $CH_3COOH$ | + $OH^-$ | ⇔ | $CH_3COO^-$ | + $H_2O$ |
|---|---|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,500 M | --- | | 0,500 M | |
| $C_{(adición\ base)}$ | --- | 0,214 M | | --- | |
| $C_{cambio}$ | (0,500 – 0,214) | --- | | (0,500 + 0,214) | |
| $C_{equilibrio}$ | 0,286 M | --- | | 0,714 M | |

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1{,}8 * 10^{-5}) + log\frac{[0{,}714]}{[0{,}286]}$$

$pH = 5{,}14$ **2 ptos**

Por lo tanto, el pH de la disolución buffer aumenta en 0,40 (5,14 – 4,74) al adicionar la base. **1 pto**

Si se calcula a partir del número de moles (con esto, el volumen se anula en la ecuación de H-H):

ii) pH de la disolución luego de agregar NaOH

| | $CH_3COOH$ | + $OH^-$ | ⇔ | $CH_3COO^-$ | + $H_2O$ |
|---|---|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,0700 mol | --- | | 0,07 mol | |
| $C_{(adición\ base)}$ | --- | 0,03 mol | | --- | |
| $C_{cambio}$ | (0,07 – 0,03) | --- | | (0,07 + 0,03) | |
| $C_{equilibrio}$ | 0,04 mol | --- | | 0,100 mol | |

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1{,}8 * 10^{-5}) + log\frac{[0{,}100/V]}{[0{,}040/V]}$$

$pH = 5{,}14$ **2 ptos**

Por lo tanto, el pH de la disolución buffer aumenta en 0,40 (5,14 – 4,74) al adicionar la base. **1 pto**

**FORMA C**

A un estudiante de Ingeniería se le pide preparar 900 mL de una disolución buffer a partir de 450 mL de una disolución de ácido acético ($CH_3COOH$) y 450 mL de una disolución de su respectiva sal. Para ello, se le entrega una disolución de ácido acético ($CH_3COOH$) con una concentración de 1,35 mol/L y una disolución de acetato de calcio ($(CH_3COO)_2Ca$) con una concentración de 0,400 mol/L.

a) Para la disolución buffer preparada por el estudiante:

(i) Escriba la ecuación de disociación de la sal de acetato de calcio ($(CH_3COO)_2Ca$) en agua. **(2 ptos)**

(ii) Determine la concentración de iones $CH_3COO^-$ y $H_3O^+$, y el pH de la disolución. **(8 ptos)**

**DATO:**

$K_a(CH_3COOH) = 1,8 \times 10^{-5}$.

b) Si a 145 mL de una disolución buffer, que fue preparada a partir de ácido acético, $CH_3COOH$ (0,550 mol/L) y acetato de calcio, $(CH_3COO)_2Ca$ (0,350 mol/L), se le agregan 1,10 g de NaOH (MM= 40,0 g/mol), determine cuánto varía el pH con respecto a la disolución amortiguadora.

**(10 ptos)**

**Desarrollo**

**a)**

**a.i.** $(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH_3COO^-$ **2 ptos**

**a.ii.** Cálculo mediante H-H a partir de las concentraciones molares de las sustancias en el volumen de 900 mL de disolución (volumen total):

Concentración molar en la disolución (0,900 L) para el ácido acético, de concentración 1,35 mol/L

$$1{,}35\ \frac{mol}{L} * 0{,}450\ L = 0{,}607\ mol$$

$$[CH3COOH] = \frac{0{,}607\ mol}{0{,}900 L\ disolución} = 0{,}675\ mol/L$$ **1 pto**

Concentración molar en la disolución (0,900 L) para la sal de acetato de calcio 0,400 mol/L

$$0{,}400\ \frac{mol}{L} * 0{,}450\ L = 0{,}180\ mol$$

$$[(CH3COO)2Ca] = \frac{0{,}180\ mol}{0{,}900\ L\ disolución} = 0{,}200\ mol/L$$

$$(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH3COO^-$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,200 M | --- | --- |
| $C_{final}$ | --- | 0,200 M | 2(0,200M) |
| | | 0,200 M | 0,400 M = $[CH_3COO^-]$ |

Con esto, la concentración de los iones $CH_3COO^-$ = 0,400 mol/L **2 ptos**

Cálculo del pH a partir de la ecuación de Henderson-Hasselbach:

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1{,}8 * 10^{-5}) + log\frac{[0{,}400]}{[0{,}675]}$$

$pH = 4{,}52$ **3 ptos**

Y la concentración de iones $H_3O^+$:

$[H^+] = [H_3O^+] = 10^{-pH} = 3{,}04*10^{-5}$ **2 ptos**

**a.ii. Otra forma:** Cálculo mediante H-H a partir de los moles de las sustancias agregados a la disolución (con esto, el volumen se anula en la ecuación de H-H):

Moles del ácido acético, de concentración 1,35 mol/L

$1{,}35\ \frac{mol}{L} * 0{,}450\ L = 0{,}607\ mol$ **1 pto**

Moles de la sal de acetato de calcio 0,400 mol/L

$$0{,}400\ \frac{mol}{L} * 0{,}450\ L = 0{,}180\ mol$$

$$(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH3COO^-$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,180 mol | --- | --- |
| $C_{final}$ | --- | 0,180 mol | 2(0,180 mol) |
| | | 0,180 mol | 0,36 mol |

Con esto, la concentración de los iones $CH_3COO^-$ = 0,360 mol/0,900 L = 0,400 mol/L

**2 ptos**

Cálculo del pH a partir de la ecuación de Henderson-Hasselbach:

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1{,}8 * 10^{-5}) + log\frac{[0{,}360/V]}{[0{,}607/V]}$$

$pH = 4{,}52$ **3 ptos**

Y la concentración de iones $H_3O^+$:

$[H^+] = [H_3O^+] = 10^{-pH} = 3{,}04*10^{-5}$ **2 ptos**

**a.ii. Otra forma:** Cálculo a partir de concentración molar en la disolución (0,900 L) para el ácido acético, de concentración 1,35 mol/L, sin usar H-H.

$$1{,}35\ \frac{mol}{L} * 0{,}450\ L = 0{,}607\ mol$$

$$[CH3COOH] = \frac{0{,}607\ mol}{0{,}900\ L\ disolución} = 0{,}675\ mol/L$$ **1 pto**

Concentración molar en la disolución (0,900 L) para la sal de acetato de calcio 0,400 mol/L

$$0{,}400\ \frac{mol}{L} * 0{,}450\ L = 0{,}180\ mol$$

$$[(CH3COO)2Ca] = \frac{0{,}180\ mol}{0{,}900\ L\ disolución} = 0{,}200\ mol/L$$

$(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH3COO^-$

| | | | |
|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,200 M | --- | --- |
| $C_{final}$ | --- | 0,200 M | 2(0,200M) |
| | | 0,200 M | 0,400 M = $[CH_3COO^-]$ |

Con esto, la concentración de los iones $CH_3COO^-$ = 0,400 mol/L **2 ptos**

Para el cálculo de la concentración de los iones $H_3O^+$, se puede calcular de la siguiente forma:

| | $CH_3COOH$ | ⇔ | $H^+$ | + | $CH_3COO^-$ |
|---|---|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,675 mol/L | | --- | | 0,400 mol/L |
| $C_{cambio}$ | -x | | +x | | +x |
| $C_{equilibrio}$ | (0,675 – x) | | +x | | (0,400 + x) |

$$Ka = \frac{[H+][CH3COO-]}{[CH3COOH]} = \frac{x * (0400 + x)}{(0,675-x)} = 1,8 * 10^{-5}$$

$$x = \frac{1,8*10^{-5}*0,675}{0,400} = 3,04 * 10^{-5}$$

$[H^+] = [H_3O^+] = 3,04 * 10^{-5}$ **3 ptos**

Para el cálculo del pH:

$$pH = -\log(3,04 * 10^{-5}) = 4,52$$ **2 ptos**

**b)** Cálculo del pH disolución buffer (sin NaOH):

- La concentración del $CH_3COOH$ (ácido) es la que se da en el encabezado:

$[CH_3COOH]$ = **0,550 mol/L**

- Para calcular la concentración de los iones $CH_3COO^-$ (base conjugada):

$$(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH3COO^-$$

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,35 M | --- | --- | |
| $C_{final}$ | --- | 0,35 M | 2(0,35M) | |
| | | 0,350 M | **0,700 M** = $[CH_3COO^-]$ | **2 ptos** |

Por lo tanto, por H-H:

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1,8 * 10^{-5}) + log\frac{[0,700]}{[0,550]}$$

$pH = 4,85$ **3 ptos**

Si se calcula el pH de la disolución buffer con H-H, pero con el número de moles del ácido y la base conjugada (con esto, el volumen se anula en la ecuación de H-H):

Ácido acético:

$$[CH_3COOH] = 0{,}550 \text{ mol/L}$$

$$n_{CH3COOH} = \frac{0{,}550\ mol}{1\ L} * 0{,}145\ L = \mathbf{0{,}080\ mol\ CH3COOH} \qquad \textbf{1 pto}$$

Acetato de calcio:

$$[(CH_3COO)_2Ca] = 0{,}350 \text{ mol/L}$$

$$n_{(CH3COO)2Ca} = \frac{0{,}350\ mol}{1\ L} * 0{,}145\ L = 0{,}051\ mol\ CH3COOH$$

$$(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH_3COO^-$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,051 mol | --- | --- |
| $C_{final}$ | --- | 0,051 mol | 2(0,051 mol) |
| | | 0,051 mol | **0,102 mol** |

**1 pto**

Por lo tanto, por H-H:

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1{,}8 * 10^{-5}) + log\frac{[0{,}102/V]}{[0{,}08/V]}$$

$$pH = 4{,}85 \qquad \textbf{3 ptos}$$

Para calcular los moles y la concentración molar (mol/L) de NaOH que se agrega a la disolución buffer, y el pH luego de agregar el NaOH:

Moles de NaOH:

$$n = 1{,}10\ g * \frac{1\ mol}{40{,}0\ g} = 0{,}0275\ mol\ NaOH \qquad \textbf{1 pto}$$

Concentración molar de NaOH:

$$[NaOH] = \frac{0{,}0275\ mol}{0{,}145\ L} = 0{,}190\ mol/L \qquad \textbf{1 pto}$$

Con esto, se puede calcular el pH de la disolución sin la presencia de NaOH y luego de agregar NaOH:

iii) pH de la disolución luego de agregar NaOH

| | $CH_3COOH$ | + $OH^-$ | ⇔ | $CH_3COO^-$ + $H_2O$ |
|---|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,550 M | --- | | 0,700 M |
| $C_{(adición\ base)}$ | --- | 0,190 M | | --- |
| $C_{cambio}$ | (0,550 – 0,190) | --- | | (0,700 + 0,190) |
| $C_{equilibrio}$ | 0,36 M | --- | | 0,890 M |

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1{,}8 * 10^{-5}) + log\frac{[0{,}890]}{[0{,}360]}$$

$pH = 5{,}14$ **2 ptos**

Por lo tanto, el pH de la disolución buffer aumenta en 0,29 (5,14 – 4,85) al adicionar la base. **1 pto**

Si se calcula a partir del número de moles (con esto, el volumen se anula en la ecuación de H-H):

iii) pH de la disolución luego de agregar NaOH

| | $CH_3COOH$ | + $OH^-$ | ⇔ | $CH_3COO^-$ + $H_2O$ |
|---|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,0800 mol | --- | | 0,102 mol |
| $C_{(adición\ base)}$ | --- | 0,0275 mol | | --- |
| $C_{cambio}$ | (0,08 – 0,0275) | --- | | (0,102 + 0,0275) |
| $C_{equilibrio}$ | 0,0525 mol | --- | | 0,129 mol |

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1{,}8 * 10^{-5}) + log\frac{[0{,}129/V]}{[0{,}0525/V]}$$

$pH = 5{,}14$ **2 ptos**

Por lo tanto, el pH de la disolución buffer aumenta en 0,29 (5,14 – 4,85) al adicionar la base. **1 pto**

**FORMA D**

A un estudiante de Ingeniería se le pide preparar 950 mL de una disolución buffer a partir de 475 mL de una disolución de ácido acético ($CH_3COOH$) y 475 mL de una disolución de su respectiva sal. Para ello, se le entrega una disolución de ácido acético ($CH_3COOH$) con una concentración de 1,25 mol/L y una disolución de acetato de calcio ($(CH_3COO)_2Ca$) con una concentración de 0,300 mol/L.

a) Para la disolución buffer preparada por el estudiante:

(i) Escriba la ecuación de disociación de la sal de acetato de calcio ($(CH_3COO)_2Ca$) en agua. **(2 ptos)**

(ii) Determine la concentración de iones $CH_3COO^-$ y $H_3O^+$, y el pH de la disolución. **(8 ptos)**

**DATO:**

$K_a(CH_3COOH) = 1,8 \times 10^{-5}$.

b) Si a 160 mL de una disolución buffer, que fue preparada a partir de ácido acético, $CH_3COOH$ (0,500 mol/L) y acetato de calcio, $(CH_3COO)_2Ca$ (0,250 mol/L), se le agregan 1,00 g de NaOH (MM= 40,0 g/mol), determine cuánto varía el pH con respecto a la disolución amortiguadora.

**(10 ptos)**

**Desarrollo**

**a)**

**a.i.** $(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH_3COO^-$ **2 ptos**

**a.ii.** Cálculo mediante H-H a partir de las concentraciones molares de las sustancias en el volumen de 950 mL de disolución (volumen total):

Concentración molar en la disolución (0,950 L) para el ácido acético, de concentración 1,25 mol/L

$$1{,}25\ \frac{mol}{L} * 0{,}475\ L = 0{,}594\ mol$$

$$[CH3COOH] = \frac{0{,}594\ mol}{0{,}950 L\ disolución} = \mathbf{0,625\ mol/L}$$ **1 pto**

Concentración molar en la disolución (0,950 L) para la sal de acetato de calcio 0,300 mol/L

$$0{,}300\ \frac{mol}{L} * 0{,}475\ L = 0{,}143\ mol$$

$$[(CH3COO)2Ca] = \frac{0{,}143\ mol}{0{,}950\ L\ disolución} = 0{,}150\ mol/L$$

$$(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH3COO^-$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,150 M | --- | --- |
| $C_{final}$ | --- | 0,150 M | 2(0,150M) |
| | | 0,150 M | **0,300 M = [$CH_3COO^-$]** |

Con esto, la concentración de los iones $CH_3COO^-$ = 0,300 mol/L **2 ptos**

Cálculo del pH a partir de la ecuación de Henderson-Hasselbach:

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1{,}8 * 10^{-5}) + log\frac{[0{,}300]}{[0{,}625]}$$

$pH = 4{,}43$ **3 ptos**

Y la concentración de iones $H_3O^+$:

$[H^+] = [H_3O^+] = 10^{-pH} = 3{,}75*10^{-5}$ **2 ptos**

**a.ii. Otra forma:** Cálculo mediante H-H a partir de los moles de las sustancias agregados a la disolución (con esto, el volumen se anula en la ecuación de H-H):

Moles del ácido acético, de concentración 1,25 mol/L

$$1{,}25\ \frac{mol}{L} * 0{,}475\ L = 0{,}594\ mol$$ **1 pto**

Moles de la sal de acetato de calcio 0,300 mol/L

$$0{,}300\ \frac{mol}{L} * 0{,}475\ L = 0{,}143\ mol$$

$$(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH3COO^-$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,143 mol | --- | --- |
| $C_{final}$ | --- | 0,143 mol | 2(0,143 mol) |
| | | 0,143 mol | 0,286 mol |

Con esto, la concentración de los iones $CH_3COO^-$ = 0,286 mol/0,950 L = 0,30 mol/L

**2 ptos**

Cálculo del pH a partir de la ecuación de Henderson-Hasselbach:

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1{,}8 * 10^{-5}) + log\frac{[0{,}286/V]}{[0{,}594/V]}$$

$pH = 4{,}43$ **3 ptos**

Y la concentración de iones $H_3O^+$:

$[H^+] = [H_3O^+] = 10^{-pH} = 3{,}75*10^{-5}$ **2 ptos**

**a.ii. Otra forma:** Cálculo a partir de concentración molar en la disolución (0,950 L) para el ácido acético, de concentración 1,25 mol/L, sin usar H-H.

$$1{,}25\ \frac{mol}{L} * 0{,}475\ L = 0{,}594\ mol$$

$$[CH3COOH] = \frac{0{,}594\ mol}{0{,}950\ L\ disolución} = 0{,}625\ mol/L$$ **1 pto**

Concentración molar en la disolución (0,900 L) para la sal de acetato de calcio 0,300 mol/L

$$0{,}300\ \frac{mol}{L} * 0{,}475\ L = 0{,}143\ mol$$

$$[(CH3COO)2Ca] = \frac{0{,}143\ mol}{0{,}950\ L\ disolución} = 0{,}150\ mol/L$$

$$(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH3COO^-$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,150 M | --- | --- |
| $C_{final}$ | --- | 0,150 M | 2(0,150M) |
| | | 0,150 M | 0,300 M = $[CH_3COO^-]$ |

Con esto, la concentración de los iones $CH_3COO^-$ = 0,300 mol/L **2 ptos**

Para el cálculo de la concentración de los iones $H_3O^+$, se puede calcular de la siguiente forma:

| | $CH_3COOH$ | ⇔ | $H^+$ | + | $CH_3COO^-$ |
|---|---|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,625 mol/L | | --- | | 0,300 mol/L |
| $C_{cambio}$ | -x | | +x | | +x |
| $C_{equilibrio}$ | (0,625 – x) | | +x | | (0,300 + x) |

$$Ka = \frac{[H+][CH3COO-]}{[CH3COOH]} = \frac{x * (0{,}300 + x)}{(0{,}625 - x)} = 1{,}8 * 10^{-5}$$

$$x = \frac{1{,}8*10^{-5}*0{,}625}{0{,}300} = 3{,}75 * 10^{-5}$$

$[H^+] = [H_3O^+] = 3{,}75 * 10^{-5}$ **3 ptos**

Para el cálculo del pH:

$pH = -\log(3{,}75 * 10^{-5}) = 4{,}43$ **2 ptos**

**b)** Cálculo del pH disolución buffer (sin NaOH):

- La concentración del $CH_3COOH$ (ácido) es la que se da en el encabezado:

$[CH_3COOH]$ = **0,500 mol/L**

- Para calcular la concentración de los iones $CH_3COO^-$ (base conjugada):

$$(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH3COO^-$$

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,25 M | --- | --- | |
| $C_{final}$ | --- | 0,25 M | 2(0,25M) | |
| | | 0,250 M | **0,500 M** = $[CH_3COO^-]$ | **2 ptos** |

Por lo tanto, por H-H:

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1{,}8 * 10^{-5}) + log\frac{[0{,}500]}{[0{,}500]}$$

$pH = 4{,}74$ **3 ptos**

Si se calcula el pH de la disolución buffer con H-H, pero con el número de moles del ácido y la base conjugada (con esto, el volumen se anula en la ecuación de H-H):

Ácido acético:

$$[CH_3COOH] = 0{,}500 \text{ mol/L}$$

$$n_{CH3COOH} = \frac{0{,}500\ mol}{1\ L} * 0{,}160\ L = \mathbf{0{,}080\ mol\ CH3COOH}$$ **1 pto**

Acetato de calcio:

$$[(CH_3COO)_2Ca] = 0{,}250 \text{ mol/L}$$

$$n_{(CH3COO)2Ca} = \frac{0{,}250\ mol}{1\ L} * 0{,}160\ L = 0{,}04\ mol\ CH3COOH$$

$$(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH3COO^-$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,04 mol | --- | --- |
| $C_{final}$ | --- | 0,04 mol | 2(0,04 mol) |
| | | 0,04 mol | **0,080 mol** |

**1 pto**

Por lo tanto, por H-H:

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1{,}8 * 10^{-5}) + log\frac{[0{,}08/V]}{[0{,}08/V]}$$

$$pH = 4{,}74$$ **3 ptos**

Para calcular los moles y la concentración molar (mol/L) de NaOH que se agrega a la disolución buffer, y el pH luego de agregar el NaOH:

Moles de NaOH:

$$n = 1{,}00\ g * \frac{1\ mol}{40{,}0\ g} = 0{,}0250\ mol\ NaOH$$ **1 pto**

Concentración molar de NaOH:

$$[NaOH] = \frac{0{,}0250\ mol}{0{,}160\ L} = 0{,}156\ mol/L$$ **1 pto**

Con esto, se puede calcular el pH de la disolución sin la presencia de NaOH y luego de agregar NaOH:

iv) pH de la disolución luego de agregar NaOH

| | $CH_3COOH$ | + $OH^-$ | ⇔ | $CH_3COO^-$ + $H_2O$ |
|---|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,500 M | --- | | 0,500 M |
| $C_{(adición\ base)}$ | --- | 0,156 M | | --- |
| $C_{cambio}$ | (0,500 – 0,156) | --- | | (0,500 + 0,156) |
| $C_{equilibrio}$ | 0,344 M | --- | | 0,656 M |

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1{,}8 * 10^{-5}) + log\frac{[0{,}656]}{[0{,}344]}$$

$pH = 5{,}03$ **2 ptos**

Por lo tanto, el pH de la disolución buffer aumenta en 0,29 (5,03 – 4,74) al adicionar la base. **1 pto**

Si se calcula a partir del número de moles (con esto, el volumen se anula en la ecuación de H-H):

iv) pH de la disolución luego de agregar NaOH

| | $CH_3COOH$ | + $OH^-$ | ⇔ | $CH_3COO^-$ + $H_2O$ |
|---|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,0800 mol | --- | | 0,0800 mol |
| $C_{(adición\ base)}$ | --- | 0,0250 mol | | --- |
| $C_{cambio}$ | (0,08 – 0,0250) | --- | | (0,0800 + 0,0250) |
| $C_{equilibrio}$ | 0,0550 mol | --- | | 0,105 mol |

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1{,}8 * 10^{-5}) + log\frac{[0{,}105/V]}{[0{,}0550/V]}$$

$pH = 5{,}03$ **2 ptos**

Por lo tanto, el pH de la disolución buffer aumenta en 0,29 (5,03 – 4,74) al adicionar la base. **1 pto**

**FORMA E**

A un estudiante de Ingeniería se le pide preparar 700 mL de una disolución buffer a partir de 350 mL de una disolución de ácido acético ($CH_3COOH$) y 350 mL de una disolución de su respectiva sal. Para ello, se le entrega una disolución de ácido acético ($CH_3COOH$) con una concentración de 1,15 mol/L y una disolución de acetato de calcio ($(CH_3COO)_2Ca$) con una concentración de 0,250 mol/L.

a) Para la disolución buffer preparada por el estudiante:

(i) Escriba la ecuación de disociación de la sal de acetato de calcio ($(CH_3COO)_2Ca$) en agua. **(2 ptos)**

(ii) Determine la concentración de iones $CH_3COO^-$ y $H_3O^+$, y el pH de la disolución. **(8 ptos)**

**DATO:**

$K_a(CH_3COOH) = 1{,}8 \times 10^{-5}$.

b) Si a 170 mL de una disolución buffer, que fue preparada a partir de ácido acético, $CH_3COOH$ (0,400 mol/L) y acetato de calcio, $(CH_3COO)_2Ca$ (0,350 mol/L), se le agregan 1,30 g de NaOH (MM= 40,0 g/mol), determine cuánto varía el pH con respecto a la disolución amortiguadora.

**(10 ptos)**

**Desarrollo**

**a)**

**a.i.** $(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH_3COO^-$ **2 ptos**

**a.ii.** Cálculo mediante H-H a partir de las concentraciones molares de las sustancias en el volumen de 700 mL de disolución (volumen total):

Concentración molar en la disolución (0,700 L) para el ácido acético, de concentración 1,15 mol/L

$$1{,}15\ \frac{mol}{L} * 0{,}350\ L = 0{,}403\ mol$$

$$[CH3COOH] = \frac{0{,}403\ mol}{0{,}700\ L\ disolución} = \mathbf{0{,}575\ mol/L}$$ **1 pto**

Concentración molar en la disolución (0,700 L) para la sal de acetato de calcio 0,250 mol/L

$$0{,}250\ \frac{mol}{L} * 0{,}350\ L = 0{,}0875\ mol$$

$$[(\mathrm{CH3COO})2\mathrm{Ca}] = \frac{0{,}0875\ mol}{0{,}700\ L\ disolución} = 0{,}125\ mol/L$$

$$(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH3COO^-$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,125 M | --- | --- |
| $C_{final}$ | --- | 0,125 M | 2(0,125M) |
| | | 0,125 M | **0,250 M = [$CH_3COO^-$]** |

Con esto, la concentración de los iones $CH_3COO^-$ = 0,250 mol/L **2 ptos**

Cálculo del pH a partir de la ecuación de Henderson-Hasselbach:

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1{,}8 * 10^{-5}) + log\frac{[0{,}250]}{[0{,}575]}$$

$pH = 4{,}38$ **3 ptos**

Y la concentración de iones $H_3O^+$:

$[H^+] = [H_3O^+] = 10^{-pH} = 4{,}14*10^{-5}$ **2 ptos**

**a.ii. Otra forma:** Cálculo mediante H-H a partir de los moles de las sustancias agregados a la disolución (con esto, el volumen se anula en la ecuación de H-H):

Moles del ácido acético, de concentración 1,25 mol/L

$1{,}15\ \frac{mol}{L} * 0{,}350\ L = 0{,}403\ mol$ **1 pto**

Moles de la sal de acetato de calcio 0,250 mol/L

$$0{,}250\ \frac{mol}{L} * 0{,}350\ L = 0{,}0875\ mol$$

$$(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH3COO^-$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,0875 mol | --- | --- |
| $C_{final}$ | --- | 0,0875 mol | 2(0,0875 mol) |
| | | 0,0875 mol | 0,175 mol |

Con esto, la concentración de los iones $CH_3COO^-$ = 0,175 mol/0,700 L = 0,250 mol/L

**2 ptos**

Cálculo del pH a partir de la ecuación de Henderson-Hasselbach:

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1{,}8 * 10^{-5}) + log\frac{[0{,}175/V]}{[0{,}403/V]}$$

$pH = 4{,}38$ **3 ptos**

Y la concentración de iones $H_3O^+$:

$[H^+] = [H_3O^+] = 10^{-pH} = 4{,}14*10^{-5}$ **2 ptos**

**a.ii. Otra forma:** Cálculo a partir de concentración molar en la disolución (0,700 L) para el ácido acético, de concentración 1,15 mol/L, sin usar H-H.

$$1{,}15\ \frac{mol}{L} * 0{,}350\ L = 0{,}403\ mol$$

$$[CH3COOH] = \frac{0{,}403\ mol}{0{,}700\ L\ disolución} = 0{,}575\ mol/L$$ **1 pto**

Concentración molar en la disolución (0,700 L) para la sal de acetato de calcio 0,250 mol/L

$$0{,}250\ \frac{mol}{L} * 0{,}350\ L = 0{,}0875\ mol$$

$$[(CH3COO)2Ca] = \frac{0{,}0875\ mol}{0{,}700\ L\ disolución} = 0{,}125\ mol/L$$

$$(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH3COO^-$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,125 M | --- | --- |
| $C_{final}$ | --- | 0,125 M | 2(0,125 M) |
| | | 0,125 M | 0,250 M = $[CH_3COO^-]$ |

Con esto, la concentración de los iones $CH_3COO^-$ = 0,250 mol/L **2 ptos**

Para el cálculo de la concentración de los iones $H_3O^+$, se puede calcular de la siguiente forma:

| | $CH_3COOH$ | ⇔ | $H^+$ | + | $CH_3COO^-$ |
|---|---|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,575 mol/L | | --- | | 0,250 mol/L |
| $C_{cambio}$ | -x | | +x | | +x |
| $C_{equilibrio}$ | (0,575 – x) | | +x | | (0,250 + x) |

$$Ka = \frac{[H+][CH3COO-]}{[CH3COOH]} = \frac{x * (0{,}250 + x)}{(0{,}575 - x)} = 1{,}8 * 10^{-5}$$

$$x = \frac{1{,}8*10^{-5}*0{,}575}{0{,}250} = 4{,}14 * 10^{-5}$$

$[H^+] = [H_3O^+] = 4{,}14 * 10^{-5}$ **3 ptos**

Para el cálculo del pH:

$pH = -\log(4{,}14 * 10^{-5}) = 4{,}38$ **2 ptos**

**b)** Cálculo del pH disolución buffer (sin NaOH):

- La concentración del $CH_3COOH$ (ácido) es la que se da en el encabezado:

$[CH_3COOH]$ = **0,400 mol/L**

- Para calcular la concentración de los iones $CH_3COO^-$ (base conjugada):

$$(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH3COO^-$$

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,35 M | --- | --- | |
| $C_{final}$ | --- | 0,35 M | 2(0,35M) | |
| | | 0,350 M | **0,700 M** = $[CH_3COO^-]$ | **2 ptos** |

Por lo tanto, por H-H:

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1{,}8 * 10^{-5}) + log\frac{[0{,}700]}{[0{,}400]}$$

$pH = 4{,}99$ **3 ptos**

Si se calcula el pH de la disolución buffer con H-H, pero con el número de moles del ácido y la base conjugada (con esto, el volumen se anula en la ecuación de H-H):

Ácido acético:

$$[CH_3COOH] = 0{,}400 \text{ mol/L}$$

$$n_{CH3COOH} = \frac{0{,}400\ mol}{1\ L} * 0{,}170\ L = \mathbf{0{,}068\ mol\ CH3COOH}$$ **1 pto**

Acetato de calcio:

$$[(CH_3COO)_2Ca] = 0{,}350 \text{ mol/L}$$

$$n_{(CH3COO)2Ca} = \frac{0{,}350\ mol}{1\ L} * 0{,}170\ L = 0{,}0595\ mol\ CH3COOH$$

$$(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{H2O} Ca^{2+} + 2CH3COO^-$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,0595 mol | --- | --- |
| $C_{final}$ | --- | 0,0595 mol | 2(0,0595 mol) |
| | | 0,0595 mol | **0,119 mol** |

**1 pto**

Por lo tanto, por H-H:

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1{,}8 * 10^{-5}) + log\frac{[0{,}119/V]}{[0{,}068/V]}$$

$$pH = 4{,}99$$ **3 ptos**

Para calcular los moles y la concentración molar (mol/L) de NaOH que se agrega a la disolución buffer, y el pH luego de agregar el NaOH:

Moles de NaOH:

$$n = 1{,}30\ g * \frac{1\ mol}{40{,}0\ g} = 0{,}0325\ mol\ NaOH$$ **1 pto**

Concentración molar de NaOH:

$$[NaOH] = \frac{0{,}0325\ mol}{0{,}170\ L} = 0{,}191\ mol/L$$ **1 pto**

Con esto, se puede calcular el pH de la disolución sin la presencia de NaOH y luego de agregar NaOH:

v) pH de la disolución luego de agregar NaOH

| | $CH_3COOH$ | + $OH^-$ | ⇔ | $CH_3COO^-$ | + $H_2O$ |
|---|---|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,400 M | | --- | 0,700 M | |
| $C_{(adición\ base)}$ | --- | | 0,191 M | --- | |
| $C_{cambio}$ | (0,400 – 0,191) | | --- | (0,700 + 0,191) | |
| $C_{equilibrio}$ | 0,209 M | | --- | 0,891 M | |

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1{,}8 * 10^{-5}) + log\frac{[0{,}891]}{[0{,}209]}$$

$pH = 5{,}37$ **2 ptos**

Por lo tanto, el pH de la disolución buffer aumenta en 0,38 (5,37 – 4,99) al adicionar la base. **1 pto**

Si se calcula a partir del número de moles (con esto, el volumen se anula en la ecuación de H-H):

v) pH de la disolución luego de agregar NaOH

| | $CH_3COOH$ | + $OH^-$ | ⇔ | $CH_3COO^-$ | + $H_2O$ |
|---|---|---|---|---|---|
| $C_0$ | 0,0680 mol | | --- | 0,119 mol | |
| $C_{(adición\ base)}$ | --- | | 0,0325 mol | --- | |
| $C_{cambio}$ | (0,068 – 0,0325) | | --- | (0,119 + 0,0325) | |
| $C_{equilibrio}$ | 0,0355 mol | | --- | 0,1515 mol | |

$$pH = pKa + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

$$pH = -\log(1{,}8 * 10^{-5}) + log\frac{[0{,}1515/V]}{[0{,}0355/V]}$$

$pH = 5{,}37$ **2 ptos**

Por lo tanto, el pH de la disolución buffer aumenta en 0,38 (5,37 – 4,99) al adicionar la base. **1 pto**

**EQUILIBIO REDOX**

**FORMA A**

Una empresa metalúrgica está estudiando diferentes sistemas de óxido-reducción para utilizarlos en sus procesos industriales, dentro de sus diseños se propone la siguiente pila:

$$Cr\ /Cr^{3+}//\ Sn^{4+}/\ Sn^{2+}$$

a) Determine la energía de Gibbs ($\Delta G^0$) y la $K_c$ para la reacción a 25°C

**(10 ptos)**

b) Con el objetivo de optimizar el potencial de la celda, la empresa propone utilizar la reducción del $Cr_2O_7^{-2}$ a $Cr^{+3}$ en medio ácido. En esta optimización, se requiere que el potencial de reducción sea de +0,92 V. Calcule el pH que se necesita ajustar, considerando que las concentraciones de $Cr_2O_7^{-2}$ = 0,7 mol/L y $Cr^{+3}$ = 1,2 mol/L.

**(10 ptos)**

**DATOS:**

$E^0_{Sn^{4+}/Sn^{2+}} = 0{,}15\ V$

$E^0_{Cr^{3+}/Cr^0} = -\ 0{,}74\ V$

$E^0_{Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}} = +1.33V$

Constante de Faraday (F) = 96500 C/mol:

**Desarrollo**

a) Balancear las ecuaciones

Oxidación: $2Cr \rightarrow 2Cr^{3+} + 6e^-$

Reducción: $3Sn^{4+} + 6e^- \rightarrow 3Sn^{2+}$ **Balancear ecuaciones 2 ptos**

$n_e = 6$

$E^0_{Pila}$ = 0,15 V– (-0,74 V) = 0,89V

$\Delta G^0 = -n_e F E^0_{Pila} = -(6)(96500 C/mol)(0{,}89 V) = -5{,}2\ x10^5\ J/mol$

**4 ptos**

$E^0_{pila} = \frac{0.0592}{6}\ Log\ Kc$

Kc= $10^{90}$ **4 ptos**

b) $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \leftrightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$ **Balancer ecuación 4 ptos**

$$E_{red} = 1{,}33\ V - \frac{0{,}0592}{6} Log\ \frac{[Cr^{3+}]^2}{[Cr_2O_7^{2-}][H^+]^{14}}$$

$$0{,}92\ V = 1{,}33\ V - \frac{0{,}0592}{6} Log\ \frac{[1{,}2]^2}{[0{,}7][H^+]^{14}}$$

$[H^+]$= 1,1x$10^{-3}$ mol/L **4 ptos**

pH =2,95 **2 ptos**

**FORMA B**

Una empresa metalúrgica está estudiando diferentes sistemas de óxido-reducción para utilizarlos en sus procesos industriales, dentro de sus diseños se propone la siguiente pila:

$$Cr\ /Cr^{3+}//\ Cl_2/\ Cl^-$$

a) Determine la energía de Gibbs ($\Delta G^0$) y la $K_c$ para la reacción a 25°C

**(10 ptos)**

b) Para optimizar el potencial de la celda, la empresa propone utilizar la reducción del $Cr_2O_7^{-2}$ a $Cr^{+3}$ en medio ácido. Sin embargo, para lograr esta optimización es necesario ajustar el potencial de reducción a +0.85 V. Calcule el pH que se necesita ajustar, considerando que las concentraciones de $Cr_2O_7^{-2}$ = 0,6 mol/L y $Cr^{+3}$ = 1,1 mol/L.

**(10 ptos)**

**DATOS:**

$E^0_{Cl_2/Cl^-} = +1{,}36\ V$

$E^0_{Cr^{3+}/Cr^0} = -\ 0{,}74\ V$

$E^0_{Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}} = +1.33V$

Constante de Faraday (F) = 96500 C/mol

**<u>Desarrollo</u>**

a) Balancear las ecuaciones

Oxidación: $2Cr \rightarrow 2Cr^{3+} + 6e^-$

Reducción: $3Cl_2 + 6e^- \rightarrow 3Cl^-$ **Balancear ecuaciones 2 ptos**

$n_e = 6$

$E^0_{pila}$ = 1,36 V– (-0,74V) = 2,1 V

$\Delta G^0 = -n_e F E^0_{pila} = -(6)(96500 C/mol)(2{,}1 V) = -1{,}2x10^6\ J/mol$

**4 ptos**

$E^0_{pila} = \frac{0.0592}{6}\ Log\ Kc$

Kc= $10^{212,8}$ **4 ptos**

b) $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \leftrightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$ **Balancear ecuación 4 ptos**

$$E_{red} = 1{,}33\ V - \frac{0{,}0592}{6} Log\ \frac{[Cr^{3+}]^2}{[Cr_2O_7^{2-}][H^+]^{14}}$$

$$0{,}85\ V = 1{,}33\ V - \frac{0{,}0592}{6} Log\ \frac{[1{,}1]^2}{[0{,}6][H^+]^{14}}$$

$[H^+]$= 3,43x$10^{-4}$ mol/L **4 ptos**

pH =3,43 **2 ptos**

**FORMA C**

Una empresa metalúrgica está estudiando diferentes sistemas de óxido-reducción para utilizarlos en sus procesos industriales, dentro de sus diseños se propone la siguiente pila:

$$Ag\ /Ag^{+}//\ Cl_2/\ Cl^{-}$$

a) Determine la energía de Gibbs ($\Delta G^0$) y la $K_c$ para la reacción a 25°C

**(10 ptos)**

b) Con el objetivo de optimizar el potencial de la celda, la empresa propone utilizar la reducción del $ClO_3^-$ a $Cl^-$ en medio ácido. En esta optimización, se requiere que el potencial de reducción sea de +1,2 V. Calcule el pH que se necesita ajustar, considerando que las concentraciones de $ClO_3^-$ = 0,8 mol/L y $Cl^-$ = 1,0 mol/L

**(10 ptos)**

**DATOS:**

$E^0_{Cl_2/Cl^-} = +1{,}36\ V$

$E^0_{Ag^+/Ag^0} = +\ 0{,}77\ V$

$E^0_{ClO_3^-/Cl^-} = +1{,}45\ V$

Constante de Faraday (F) = 96500 C/mol

**Desarrollo**

a) Balancear las ecuaciones

Oxidación: $2Ag \rightarrow 2Ag^+ + 2e^-$

Reducción: $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$ **Balancear ecuaciones 2 ptos**

$n_e = 2$

$E^0_{Pila}$ = 1,36V – (0,77V) = 0,59 V

$\Delta G^0 = -n_e F E^0_{pila} = -(2)(96500 C/mol)(0{,}59 V) = -113870\ J/mol$

**4 ptos**

$E^0_{pila} = \frac{0.0592}{2} Log\ Kc$

Kc= $10^{20}$ **4 ptos**

b) $ClO_3^- + 6H^+ + 6e^- \leftrightarrow Cl^- + 3H_2O$ **Balancear ecuación 4 ptos**

$E_{red} = 1{,}45\ V - \frac{0{,}0592}{6} Log\ \frac{[Cl^-]}{[ClO_3^-][H^+]^6}$

$1{,}2\ V = 1{,}45\ V - \frac{0{,}0592}{6} Log\ \frac{[1{,}0]}{[0{,}8][H^+]^6}$

$[H^+]$= 6,2x$10^{-5}$ mol/L **4 ptos**

pH =4,2 **2 ptos**

**FORMA D**

Una empresa metalúrgica está estudiando diferentes sistemas de óxido-reducción para utilizarlos en sus procesos industriales, dentro de sus diseños se propone la siguiente pila:

$$Fe/\ Fe^{2+}//\ Cl_2/\ Cl^-$$

a) Determine la energía de Gibbs ($\Delta G^0$) y $K_c$ para la reacción a 25°C

**(10 ptos)**

b) Con el objetivo de optimizar el potencial de la celda, la empresa propone utilizar la reducción del $ClO_3^-$ a $Cl^-$ en medio ácido. En esta optimización, se requiere que el potencial de esta semirreducción sea de +1,25 V. Calcule el pH de esta disolución, considerando que las concentraciones de $ClO_3^-$ = 0,7 mol/L y $Cl^-$ = 1,2 mol/L

**(10 ptos)**

**DATOS:**

$E^0_{Cl_2/Cl^-} = +1{,}36\ V$

$E^0_{Fe^{2+}/Fe} = -0{,}76\ V$

$E^0_{ClO_3^-/Cl^-} = +1{,}45\ V$

Constante de Faraday (F) = 96500 C/mol

**Desarrollo**

a) Balancear las ecuaciones

Oxidación: $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$

Reducción: $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$ **Balancear ecuaciones 2 ptos**

$n_e = 2$

$E^0_{Pila}$ = 1,36 V– (-0,76V) = 2,12V

$\Delta G^0 = -n_e F E^0_{pila} = -(2)(96500 C/mol)(2{,}12 V) = -4{,}1x10^5\ J/mol$

**4 ptos**

$E^0_{pila} = \frac{0.0592}{2}\ Log\ Kc$

Kc= $10^{72}$ **4 ptos**

b) $ClO_3^- + 6H^+ + 6e^- \leftrightarrow Cl^- + 3H_2O$ **Balancear ecuación 4 ptos**

$E_{red} = 1{,}45\ V - \frac{0{,}0592}{6} Log\ \frac{[Cl^-]}{[ClO_3^-][H^+]^6}$

$1{,}25\ V = 1{,}45\ V - \frac{0{,}0592}{6} Log\ \frac{[1{,}2]}{[0{,}7][H^+]^6}$

$[H^+]$= 4,53x$10^{-4}$ mol/L **4 ptos**

pH =3,3 **2 ptos**

**FORMA E**

Una empresa metalúrgica está estudiando diferentes sistemas de óxido-reducción para utilizarlos en sus procesos industriales, dentro de sus diseños se propone la siguiente pila:

$$Cr/Cr^{3+}// Fe^{3+}/ Fe^{2+}$$

a) Determine la energía de Gibbs ($\Delta G^0$) y la $K_c$ para la reacción a 25°C

**(10 ptos)**

b) Con el objetivo de optimizar el potencial de la celda, la empresa propone utilizar la reducción del $Cr_2O_7^{-2}$ a $Cr^{+3}$ en medio ácido. En esta optimización, se requiere que el potencial de reducción sea de +1,1 V. Calcule el pH que se necesita ajustar, considerando que las concentraciones de $Cr_2O_7^{-2}$ = 0,6 mol/L y $Cr^{+3}$ = 0,9 mol/L.

**(10 ptos)**

**DATOS:**

$E^0_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = 0{,}77\ V$

$E^0_{Cr^{3+}/Cr^0} = -0{,}74$

$E^0_{Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}} = +1{,}33V$

Constante de Faraday (F) = 96500 C/mol

**Desarrollo**

a) Balancear las ecuaciones

Oxidación: $Cr \rightarrow Cr^{3+} + 3e^-$

Reducción: $3Fe^{3+} + 3e^- \rightarrow 3Fe^{2+}$ **Balancear ecuaciones 2 ptos**

$n_e = 3$

$E^0_{Pila}$ = 0,77V – (-0,74V) = 1,51V

$\Delta G^0 = -n_e F E^0_{pila} = -(3)(96500 C/mol)(1{,}51 V) = -4{,}4x10^5\ J/mol$ **4 ptos**

$E^0_{pila} = \frac{0.0592}{3}\ Log\ Kc$

Kc= $10^{76,5}$ **4 ptos**

b) $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \leftrightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$ **Balancear ecuación 4 ptos**

$E_{red} = 1{,}33\ V - \frac{0{,}0592}{6} Log\ \frac{[Cr^{3+}]^2}{[Cr_2O_7^{2-}][H^+]^{14}}$

$1{,}1\ V = 1{,}33\ V - \frac{0{,}0592}{6} Log\ \frac{[0{,}9]^2}{[0{,}6][H^+]^{14}}$

$[H^+]$= 2,21x$10^{-2}$ mol/L **4 ptos**

pH =1,66 **2 ptos**