



ESCUELA SUPERIOR POLITÉCNICA DEL LITORAL
FACULTAD DE CIENCIAS NATURALES Y MATEMÁTICAS
DEPARTAMENTO DE CIENCIAS QUÍMICAS Y AMBIENTALES

Año: 2017	Período: Segundo Término
Materia: QUÍMICA GENERAL	Coordinador: QF. Marianita Pazmiño, Mgter.
Evaluación: Segunda	Fecha: 14 de febrero de 2017

COMPROMISO DE HONOR

Yo, al firmar este compromiso, reconozco que el presente examen está diseñado para ser resuelto de manera individual, que puedo usar una calculadora *ordinaria* para cálculos aritméticos, un lápiz o esferográfico; que solo puedo comunicarme con la persona responsable de la recepción del examen; y, cualquier instrumento de comunicación que hubiere traído, debo apagarlo y depositarlo en la parte anterior del aula, junto con algún otro material que se encuentre acompañándolo. No debo además, consultar libros, notas, ni apuntes adicionales a las que se entreguen en esta evaluación. Los temas debo desarrollarlos de manera ordenada.

Firmo al pie del presente compromiso, como constancia de haber leído y aceptar la declaración anterior.

"Como estudiante de ESPOL me comprometo a combatir la mediocridad y actuar con honestidad, por eso no copio ni dejo copiar".

Firma _____ NÚMERO DE MATRÍCULA:..... PARALELO:.....

1. DISOLUCIONES (10 puntos)

Se realiza una mezcla de 15 mL de una disolución 0.5 N de HCl con 28 mL de otra disolución 0.12 M de NaCl. Calcule la concentración molar (M) de los iones cloruro en la mezcla. (El HCl y el NaCl se disocian completamente en sus iones respectivos).

a. Calcule la concentración molar (M) de los iones cloruro en la mezcla. (El HCl y el NaCl se disocian completamente en sus iones respectivos).

b. Escriba las reacciones de descomposición de cada componente en la nueva disolución e indique el tipo de electrolitos que se generan.

3. EQUILIBRIO QUÍMICO (10 puntos)

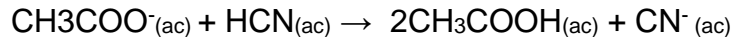
El Amoníaco (NH₃) es usado como fertilizante, en la producción de urea, amonio y sales de nitrato en la industria de fertilizantes, en la neutralización de ácidos del crudo de petróleo, como refrigerante industrial, entre otros. Un método para la síntesis del amoníaco es el Proceso Haber que reacciona el Nitrógeno gaseoso presente en el aire con Hidrógeno gaseoso previamente sintetizado, en presencia de un catalizador de hierro. Posteriormente se enfría el gas para condensar y separar parte del Amoníaco, y el gas restante se recicla al proceso. La reacción del proceso Haber es:



1. A una temperatura de 500 K y presión de 3 atm, las fracciones molares de N ₂ , H ₂ y NH ₃ en el equilibrio químico son 0.202, 0.607 y 0.191 respectivamente. Considere $P_T = P_{\text{compuesto}}/X_{\text{compuesto}}$.				
a. Calcule K _p		b. Calcule K _c R= 0.082 atmL/molK		
2. En un volumen constante inicialmente las concentraciones de N ₂ , H ₂ y NH ₃ son 1, 3 y 8 M respectivamente.				
a. Calcule el cociente de reacción, Q.		b. ¿Hacia dónde se desplaza la reacción? Fundamente		
3. Calcule las concentraciones finales en el equilibrio químico (Considere que $(4+x) \approx 4$).				
Moles	N ₂ (g)	3H ₂ (g)	2NH ₃ (g)	Cálculos
inicio				
Δ (cambio)				
equilibrio				
4. Indique el efecto en el equilibrio si se realizan los siguientes cambios en el sistema. Fundamente.				
a. Aumento de temperatura.				
b. Incremento de la presión.				
c. Agregar aire al sistema.				
d. Remover Amoníaco.				

4. CINÉTICA QUÍMICA (10 puntos)

La reacción sin balancear en fase acuosa del ión acetato (CH_3COO^-) con el ácido cianhídrico (HCN) es:



A cierta temperatura, la velocidad de desaparición del ión CH_3COO^- varía de la siguiente manera:

Experimento	$[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ (M)	$[\text{HCN}]$ (M)	Velocidad inicial (Ms^{-1})
1	0.018	0.036	2.6×10^{-6}
2	0.027	0.036	3.9×10^{-6}
3	0.036	0.054	7.8×10^{-6}
4	0.050	0.072	1.4×10^{-5}

- Determine la ley de velocidad para la reacción. Evidenciando los datos.
- Indique el orden general de la reacción.
- Calcule el valor promedio de la constante de velocidad para la aparición del CH_3COOH , basado en los cuatro conjuntos de datos.
- Escriba la relación de la velocidad de desaparición del CH_3COO^- con la velocidad de desaparición del HCN.
- Calcule la velocidad de desaparición del HCN cuando la $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ es de 0.025 M y la $[\text{HCN}]$ es de 0.050M



ESCUELA SUPERIOR POLITÉCNICA DEL LITORAL
FACULTAD DE CIENCIAS NATURALES Y MATEMÁTICAS
DEPARTAMENTO DE CIENCIAS QUÍMICAS Y AMBIENTALES

Año: 2016	Período: Segundo Término
Materia: QUÍMICA GENERAL	Coordinador: QF. Marianita Pazmiño, Mgter.
Evaluación: Primera	Fecha: 14 de febrero de 2017

COMPROMISO DE HONOR

Yo, al firmar este compromiso, reconozco que el presente examen está diseñado para ser resuelto de manera individual, que puedo usar una calculadora *ordinaria* para cálculos aritméticos, un lápiz o esferográfico; que solo puedo comunicarme con la persona responsable de la recepción del examen; y, cualquier instrumento de comunicación que hubiere traído, debo apagarlo y depositarlo en la parte anterior del aula, junto con algún otro material que se encuentre acompañándolo. No debo además, consultar libros, notas, ni apuntes adicionales a las que se entreguen en esta evaluación. Los temas debo desarrollarlos de manera ordenada.

Firmo al pie del presente compromiso, como constancia de haber leído y aceptar la declaración anterior.

"Como estudiante de ESPOL me comprometo a combatir la mediocridad y actuar con honestidad, por eso no copio ni dejo copiar".

Firma _____ NÚMERO DE MATRÍCULA:..... PARALELO:.....

RESOLUCIÓN Y RÚBRICA

1. DISOLUCIONES (10 puntos)

Se realiza una mezcla de 15 mL de una disolución 0.5 N de HCl con 28 mL de otra disolución 0.12 M de NaCl.

- a. Calcule la concentración molar (M) de los iones cloruro en la mezcla. (El HCl y el NaCl se disocian completamente en sus iones respectivos).

Los moles de Cl⁻ en la mezcla final será igual a los iones que se generen por la disociación de Cl⁻ a partir de HCl y NaCl.

Mol Cl⁻ mezcla = mol Cl⁻ (a partir del HCl) + mol Cl⁻ (a partir del NaCl)

mol de Cl⁻ a partir de HCl:

Según la reacción: mol HCl = mol Cl⁻

Para el HCl Normalidad = Molaridad ya que el número de protones que se disocian es uno (1).

La solución de HCl tiene una concentración 0.5 N, por lo tanto es igual a 0.5 M.

$$M = \frac{\text{mol de soluto}}{\text{Volumen de disolución (L)}}$$

mol de soluto = M x Volumen de disolución (L)

mol de HCl = 0.5 mol/L x 0.015

mol de HCl = 7.5 x 10⁻³ mol

mol de Cl⁻ a partir de HCl son 7.5 x 10⁻³ mol

mol de Cl⁻ a partir de NaCl:

Según la reacción: mol NaCl = mol Cl⁻

mol de soluto = M x Volumen de disolución (L)

$$\text{mol de NaCl} = 0.12 \text{ mol/L} \times 0.028$$

$$\text{mol de NaCl} = 3.36 \times 10^{-3}$$

mol Cl⁻ a partir de NaCl son 3.36×10^{-3} mol

mol Cl⁻ mezcla = mol Cl⁻ (a partir del HCl) + mol Cl⁻ (a partir del NaCl)

$$\text{mol Cl}^- \text{ mezcla} = 7.5 \times 10^{-3} \text{ mol} + 3.36 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{mol Cl}^- \text{ mezcla} = 10.86 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Volumen total de la mezcla = Volumen Solución 1 + Volumen Solución 2

$$\text{Volumen total de la mezcla} = 15 \text{ mL} + 28 \text{ mL} = 43 \text{ mL} = 0.043 \text{ L}$$

Concentración de Cl⁻ en la mezcla

$$[\text{Cl}^-] = \frac{\text{mol Cl}^- \text{ mezcla}}{\text{Volumen de disolución (L)}}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{10.86 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0.043 \text{ L}}$$

$$[\text{Cl}^-] = 0.25 \text{ M}$$

- b. Escriba las reacciones de descomposición de cada componente en la nueva disolución e indique el tipo de electrolitos que se generan.

Reacciones	$\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$	Electrolitos	fuertes
------------	--	--------------	---------

Rúbrica : Cálculo de la concentración de cloruros en una mezcla de dos disoluciones				
Conductas y Niveles de desempeño (inicial/En desarrollo/ Desarrollado/Excelente)				
Sobre 10 puntos				
NIVELES DE EJECUCIÓN	INICIAL	EN DESARROLLO	DESARROLLADO	EXCELENTE
DESEMPEÑO PARA RESOLVER UN EJERCICIO DE DISOLUCIONES DONDE SE INVOLUCRA UNA MEZCLA DE DOS DISOLUCIONES.	El estudiante reconoce las diferentes unidades de concentración y calcula el número de moles de los iones cloruro provenientes de la disolución de HCl.	El estudiante calcula el número de moles de los iones cloruro provenientes de las disoluciones de HCl y NaCl	El estudiante calcula el número de moles de los iones cloruro provenientes de las disoluciones de HCl y NaCl y calcula el volumen final de la disolución.	El estudiante calcula la concentración de cloruros en la mezcla final. Identifica el tipo de electrolitos.
Puntaje	1-3	3.1-5	5.1-7	7.1-10

2. PROPIEDADES COLIGATIVAS (10 puntos)

Se disuelve 7.85 g de un soluto cuya fórmula empírica es C_5H_4 en 297 g de benceno (C_6H_6). El punto de congelación de la solución obtenida es $4.45\text{ }^\circ\text{C}$ mientras que del benceno puro es de $5.5\text{ }^\circ\text{C}$. Datos: K_{cr} $5.07\text{ }^\circ\text{C/m}$; K_{eb} $2.64\text{ }^\circ\text{C/m}$

- a. Determine la masa molar y la fórmula molecular del soluto.

$$\Delta T_{cr} = K_{cr} \cdot m$$

$$\Delta T_{cr} = P_{f_{benceno}} - P_{f_{solución}} = 5.5\text{ }^\circ\text{C} - 4.45\text{ }^\circ\text{C} = 1.05\text{ }^\circ\text{C}$$

$$m = \frac{\Delta T_{cr}}{K_{cr}} = \frac{1.05\text{ }^\circ\text{C}}{5.07\text{ }^\circ\text{C/m}} = 0.207\text{ m}$$

$$n = 0.207 \frac{\text{mol}}{\text{Kg}} \times 0.297\text{ Kg}_{Benceno} = 0.0615\text{ mol}$$

$$PM = \frac{\text{masa}}{n} = \frac{7.85\text{ g}}{0.0615\text{ mol}} = 127.6\text{ g/mol}$$

Fórmula empírica C_5H_4 cuyo peso es 64 g, si multiplicamos por 2 la fórmula empírica obtendremos $C_{10}H_8$ cuyo peso molecular es 128 g/mol, valor cercano al obtenido experimentalmente (margen de error aceptable).

- b. Calcule la presión de vapor del benceno en esta solución a $30\text{ }^\circ\text{C}$ si la del benceno puro es de 124.9 mmHg a la misma temperatura?

$$P_{v_{Disolución}} = x_{disolvente} \cdot P_{v_{disolvente}}$$

$$x_{Benceno} = \frac{n_{Benceno}}{n_{Benceno} + n_{C_{10}H_8}} = \frac{3.81}{3.81 + 0.061} = 0.984$$

$$P_{v_{Disolución}} = x_{disolvente} \cdot P_{v_{disolvente}} = 0.984 \times 124.9\text{ mmHg} = 122.90\text{ mmHg}$$

- c. ¿Cuál es el punto de ebullición de esta solución a 1 atm de presión, conociendo que la del benceno puro es $80.0\text{ }^\circ\text{C}$?

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} \cdot m = 2.64 \frac{^\circ\text{C}}{\text{m}} \times 0.207\text{ m} = 0.546\text{ }^\circ\text{C}$$

$$\Delta T_{eb} = T_{eb(\text{solución})} - T_{eb(\text{benceno})}$$

$$T_{eb(\text{solución})} = \Delta T_{eb} + T_{eb(\text{benceno})} = 0.546\text{ }^\circ\text{C} + 80\text{ }^\circ\text{C} = 80.546\text{ }^\circ\text{C}$$

RÚBRICA				
Conductas y niveles de desempeño (Inicial/En desarrollo/Desarrollado/Excelente)				
Sobre 10 puntos				
Niveles de ejecución	INICIAL	EN DESARROLLO	DESARROLLADO	EXCELENTE
Desempeño en resolver problemas de soluciones con solutos no volátiles.	El estudiante es capaz de encontrar la concentración molar de la disolución	El estudiante es capaz de encontrar la concentración molar de la disolución, el peso molecular y la fórmula molecular.	El estudiante es capaz de encontrar la concentración molar de la disolución, el peso molecular, la fórmula molecular y la presión de vapor de la solución.	El estudiante es capaz de encontrar la concentración molar de la disolución, el peso molecular, la fórmula molecular, la presión de vapor de la solución y el aumento del punto de ebullición de la solución.
Puntos	0 – 2.0	2.1 – 4.0	4.1 – 6.0	6.1 - 10

3. EQUILIBRIO QUÍMICO (10 PUNTOS)

El Amoníaco (NH₃) es usado como fertilizante, en la producción de urea, amonio y sales de nitrato en la industria de fertilizantes, en la neutralización de ácidos del crudo de petróleo, como refrigerante industrial, entre otros. Un método para la síntesis del amoníaco es el Proceso Haber que reacciona el Nitrógeno gaseoso presente en el aire con Hidrógeno gaseoso previamente sintetizado, en presencia de un catalizador de hierro. Posteriormente se enfría el gas para condensar y separar parte del Amoníaco, y el gas restante se recicla al proceso. La reacción del proceso Haber es:



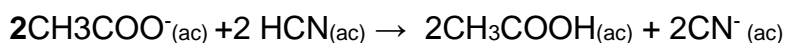
1. A una temperatura de 500 K y presión de 3 atm, las fracciones molares de N ₂ , H ₂ y NH ₃ en el equilibrio químico son 0.202, 0.607 y 0.191 respectivamente.				
a) Calcule K _p a 500 K	$K_p = \frac{P_{NH_3}^2}{P_{N_2} P_{H_2}^3}$ $= \frac{x_{NH_3}^2 P_T^2}{x_{N_2} P_T x_{H_2}^3 P_T^3}$ $= \frac{x_{NH_3}^2}{x_{N_2} x_{H_2}^3} \cdot \frac{1}{P_T^2}$ $= \frac{0.191^2}{0.202 \cdot 0.607^3} \cdot \frac{1}{3^2}$ $K_p = 0.0897 \approx 0.09$		b) Calcule K _c a 500 K	$K_c = K_p / (RT)^{\Delta n}$ $K_c = K_p / (RT)^{2-4}$ $K_c = 0.0897 / (0.08206 \cdot 500)^{-2}$ $K_c = 150.8$
2. En un volumen constante a 500 K las concentraciones de N ₂ , H ₂ y NH ₃ son 1, 3 y 8 M respectivamente.				
a) Calcule el cociente de reacción, Q.	$Q = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]^1 [H_2]^3}$ $Q = \frac{8^2}{1^1 3^3}$ $Q = 2.37$		b) ¿Hacia dónde se desplaza la reacción? Fundamente	Hacia los productos. Hacia la derecha.
3. Calcule las concentraciones finales en el equilibrio químico (Considere que (4+x) ≈ 4.				
(Moles)	N ₂ (g)	3H ₂ (g)	2NH ₃ (g)	Cálculos
inicio	1	3	8	$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]^1 [H_2]^3}$ $= \frac{8^2}{(1-x)(3(1-x))^3}$ $150.8 \cdot 3^3 (1-x)(1-x)^3 = 64$ $(1-x)^4 = \frac{64}{150.8 \cdot 3^3} = 0.01572$ $(1-x) = 0.354$ $x = 0.646$
Δ (cambio)	-x	-3x	+2x	
equilibrio	1-x 1-0.646= 0.354 M	3(1-x) 3(1-0.646)= 1.062 M	8+2x =2(4+x) ≈ 8 8+2(0.646)= 9.29 M	
4. Indique el efecto en el equilibrio si se realizan los siguientes cambios en el sistema.				
a. Aumento de temperatura en el sistema.			Proceso exotérmico. El equilibrio se desplaza hacia los reactivos. Izquierda.	
b. Incremento de la presión en el sistema.			El proceso se desplaza hacia la menor cantidad de moles, hacia los productos. Derecha	

c. Agregar aire al sistema.	Al agregar aire se aumenta la concentración de nitrógeno (reactivo) por lo que el equilibrio se desplaza hacia los productos. Derecha
d. Remover Amoniaco.	Al remover Amoniaco se disminuye su concentración (producto) por lo que el equilibrio se desplaza hacia los productos. Derecha

Rúbrica Tema: EQUILIBRIO QUÍMICO (10 PUNTOS)				
Conductas y niveles de desempeño (Inicial/En desarrollo/Desarrollado/Excelente)				
Sobre 10 puntos				
NIVELES DE EJECUCIÓN	INICIAL	EN DESARROLLO	DESARROLLADO	EXCELENTE
Desempeño en calcular la constante de equilibrio de una reacción reversible, las concentraciones finales de equilibrio y el desplazamiento del equilibrio ante una perturbación.	El estudiante calcula las presiones parciales, la constante de presión en equilibrio (Kp) y la constante de concentración (Kc).	El estudiante correctamente calcula las constantes de equilibrio: Kp y Kc. Calcula el cociente de reacción y predice el desplazamiento del equilibrio.	El estudiante correctamente calcula las constantes de equilibrio: Kp y Kc. El estudiante analiza correctamente las fases: inicial, cambio, y equilibrio. Determina las concentraciones en el estado de equilibrio.	El estudiante correctamente calcula las constantes de equilibrio: Kp y Kc. El estudiante analiza correctamente las fases: inicial, cambio, y equilibrio. Determina las concentraciones en el estado de equilibrio. Analiza correctamente el comportamiento del sistema ante una perturbación.
Puntaje	0 – 2	2.1 – 4	4.1 – 6	6.1–10

a. CINÉTICA QUÍMICA (10 puntos)

La reacción sin balancear en fase acuosa del ión acetato (CH_3COO^-) con el ácido cianhídrico (HCN) es:



A cierta temperatura, la velocidad de desaparición del ión CH_3COO^- varía de la siguiente manera:

Experimento	$[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ (M)	$[\text{HCN}]$ (M)	Velocidad inicial (Ms^{-1})
1	0.018	0.036	2.6×10^{-6}
2	0.027	0.036	3.9×10^{-6}
3	0.036	0.054	7.8×10^{-6}
4	0.050	0.072	1.4×10^{-5}

- a. Determine la ley de velocidad para la reacción. Evidenciando los datos.
Ley de velocidad = $k[\text{CH}_3\text{COO}^-]^x[\text{HCN}]^y$

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{k(0.018)^x(0.036)^y}{k(0.027)^x(0.036)^y} \rightarrow \frac{2.6 \times 10^{-6}}{3.9 \times 10^{-6}} = \frac{(0.018)^x}{(0.027)^x} \rightarrow 0.66 = 0.66^x \quad x = 1$$

$$\frac{v_1}{v_3} = \frac{k(0.018)^x(0.036)^y}{k(0.036)^x(0.054)^y} \rightarrow \frac{2.6 \times 10^{-6}}{7.8 \times 10^{-6}} = \frac{(0.018)^1(0.036)^y}{(0.036)^1(0.054)^y} \rightarrow 0.33 = 0.5(0.66)^x \quad x = 1$$

$$\text{Ley de velocidad} = k[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{HCN}]$$

b. Indique el orden general de la reacción.

El orden general de reacción es: $1 + 1 = 2$ (segundo orden de reacción general).

c. Calcule el valor promedio de la constante de velocidad para la aparición del CH_3COOH , basado en los cuatro conjuntos de datos.

1. De la ley de velocidad $k_1 = \frac{\text{velocidad}}{[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}][\text{I}^-]} = \frac{2.6 \times 10^{-6}}{(0.018)(0.036)} = 4.012 \times 10^{-3} \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$

2. De la ley de velocidad $k_2 = \frac{\text{velocidad}}{[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}][\text{I}^-]} = \frac{3.9 \times 10^{-6}}{(0.027)(0.036)} = 4.012 \times 10^{-3} \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$

3. De la ley de velocidad $k_3 = \frac{\text{velocidad}}{[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}][\text{I}^-]} = \frac{7.8 \times 10^{-6}}{(0.036)(0.054)} = 4.012 \times 10^{-3} \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$

4. De la ley de velocidad $k_4 = \frac{\text{velocidad}}{[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}][\text{I}^-]} = \frac{1.4 \times 10^{-5}}{(0.050)(0.072)} = 3.89 \times 10^{-3} \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$

Promedio: $3.98 \times 10^{-3} \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$

d. Escriba la relación que existe entre la velocidad de desaparición del CH_3COO^- y la velocidad de desaparición del HCN .

$$-\frac{\Delta[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{2\Delta t} = -\frac{\Delta[\text{HCN}]}{2\Delta t}$$

e. Cuál es la velocidad de desaparición del HCN cuando la $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ es de 0.025 M y la del HCN es de 0.050 M

$$v = k[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{HCN}] = 3.98 \times 10^{-3} \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1} \times 0.025 \text{ M} \times 0.050 \text{ M} = 4.98 \times 10^{-6} \text{ Ms}^{-1}$$

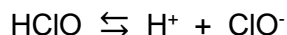
De la relación: $-\frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{HCN}]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{CH}_3\text{COOH}]}{2 \Delta t}$ *se despeja y reemplaza los valores*

$$-\frac{\Delta[\text{HCN}]}{\Delta t} = 4.98 \times 10^{-6} \text{ Ms}^{-1}$$

RÚBRICA				
Conductas y niveles de desempeño (Inicial/En desarrollo/Desarrollado/Excelente)				
Sobre 10 puntos				
Niveles de ejecución	INICIAL	EN DESARROLLO	DESARROLLADO	EXCELENTE
Desempeño en resolver problemas de cinética química	El estudiante es capaz de determinar mediante cálculos la ley de velocidad e identifica correctamente el orden general de la reacción.	El estudiante es capaz de calcular la constante de velocidad promedio basado en los cuatro conjuntos de datos.	El estudiante es capaz de encontrar correctamente la relación que existe entre la velocidad de desaparición del reactivo CH_3COO^- con respecto a la velocidad de desaparición del reactivo HCN	El estudiante es capaz de calcular e identificar correctamente la velocidad de desaparición del HCN , utilizando los datos dados.
Puntos	0 – 3	3.1 – 5	5.1 – 7	7.1 - 10

b. EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE (10 puntos)

El ácido hipocloroso es un bactericida eficaz (3-6pH) que se utiliza para desinfección de áreas especialmente en la industria alimenticia y farmacéutica. Se requiere preparar un desinfectante que no sea muy corrosivo para limpieza de equipos. La formulación propuesta es de 10.5 g de ácido hipocloroso en un litro de disolución, la constante de equilibrio ácida a 25° C es 3.0×10^{-8} ,



Determine:	Molaridad HClO $10.5 \text{ g} / 52.45 =$ M= 0.20 moles / litro disolución. = 0.200 M		
a. Concentraciones en el equilibrio y pH de la disolución inicial	HClO	H ⁺	ClO ⁻
	0.200 -x 0.200	0 x 7.75×10^{-5}	0 x 7.75×10^{-5}
	$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]} = 3 \times 10^{-8} \times 0.2 = x^2$ $x = 7.75 \times 10^{-5} \quad \text{El porcentaje de ionización es } < 5 \%$ $\text{pH} = -\log (7.75 \times 10^{-5}) = 4.11$		
b. Calcule las concentraciones en equilibrio y el pH al agregar 0.2 g de Hipoclorito de sodio. Efecto Ión común	NaClO \rightleftharpoons Na ⁺ + ClO ⁻ $0.2 \text{ g} / 74.45 = 2.69 \times 10^{-3}$ moles		
	HClO	H ⁺	ClO ⁻
	0.200 - x 0.200 - x 0.200	0 x x 2.23×10^{-6}	2.69×10^{-3} + x $2.69 \times 10^{-3} + x$ 2.69×10^{-3}
	$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]} = \text{despejar } [\text{H}^+] = \frac{K_a[\text{HClO}]}{[\text{ClO}^-]} =$ $\frac{3 \times 10^{-8} \times 0.200}{2.69 \times 10^{-3}} = x = 2.23 \times 10^{-6}$ $\text{pH} = -\log (2.23 \times 10^{-6}) = 5.65$		
c. Explique todo lo que ocurre con la adición del Hipoclorito de sodio a la disolución inicial	Al agregar el ión común ClO ⁻ el equilibrio se desplaza hacia la izquierda consumiendo los iones hidrógeno presentes, elevando el pH de la disolución.		

Tema: Equilibrio iónico (10 puntos)

Conductas y niveles de desempeño(Inicial/En desarrollo/Desarrollado/Excelente)

NIVELES DE EJECUCIÓN	INICIAL	EN DESARROLLO	DESARROLLADO	EXCELENTE
----------------------	---------	---------------	--------------	-----------

Determinar el cambio de pH por efecto del ión común en una solución ácida y la aplicación del principio de Le Chatelier	El estudiante determina la molaridad de la disolución, plantea la ecuación de la constante de equilibrio y el sistema de ecuaciones.	El estudiante determina las concentraciones en el equilibrio, calcula el pH de la disolución inicial.	El estudiante determina las concentraciones en el equilibrio con el efecto del ión común y calcula el pH de la disolución final.	El estudiante responde correctamente el literal a y b y justifica los cambios ocurridos con respecto al equilibrio y pH.
Puntaje	1-3	3.1-6	6.1-8	8.1-10