



Guía de ejercicios propuestos 8: Equilibrio ácido-base

Pregunta 1

El indicador azul de timol tiene dos intervalos de pH. Cambia el color de rojo a amarillo en el intervalo de pH de 1,2 a 2,8, y de amarillo a azul en el intervalo de pH de 8,0 a 9,6. ¿Cuál es el color del indicador en las siguientes situaciones?

a) Se introduce el indicador en 350,0 mL de HCl 0,205 M.

b) Se añaden 250,0 mL de NaNO₂ 0,500 M a la disolución del apartado (a).

Datos: $K_{a,HNO_2} = 7,2 \cdot 10^{-4}$

Solución:

a) Planteamos la tabla de reacción

Tiempos	HCl _(ac)	+	H ₂ O _(l)	↔	H ₃ O ⁺ _(ac)	+	Cl ⁻ _(ac)
Inicio	0,205 M		-		-		-
Cambio	-0,205 M		-		+0,205		+0,205
Equilibrio	0 M		-		0,205		0,205

Luego $pH = -\log(0,205) = 0,68$, el color del indicador es rojo.

b) Calculamos las nuevas concentraciones molares debido al aumento del volumen de la solución

$$moles_{HCl} = V_{HCl} \cdot M_{HCl} = 0,35L \cdot 0,205M = 0,07175 \text{ moles}$$

$$moles_{NaNO_2} = V_{NaNO_2} \cdot M_{NaNO_2} = 0,25L \cdot 0,5M = 0,125 \text{ moles}$$

El nuevo volumen es de 0,035L, ahora se tiene 0,12 M de HCl y 0,21 M de NaNO₂, la tabla de reacción de la neutralización es:

Tiempos	NaNO ₂ (ac)	+	HCl _(ac)	↔	HNO ₂ (ac)	+	NaCl _(ac)
Inicio	0,21 M		0,12		-		-
Cambio	-0,12 M		-0,12 M		+0,12 M		+0,12 M
Equilibrio	0,09 M		0 M		0,12 M		0,12 M

El pH se obtendrá a partir del HNO₂

Tiempos	HNO ₂ (ac)	+	H ₂ O _(l)	↔	H ₃ O ⁺ _(ac)	+	NO ₂ ⁻ _(ac)
Inicio	0,12 M		-		-		-
Cambio	-x		-		+x		+x
Equilibrio	0,12 M - x		-		x		x

$$K_{a,HNO_2} = \frac{[NO_2^-] \cdot [H_3O^+]}{[HNO_2]} = \frac{(x) \cdot (x)}{(0,12 - x)} = 7,2 \cdot 10^{-4}$$



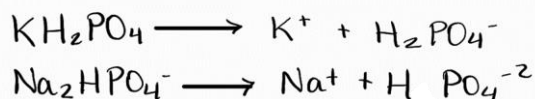
Despejando $x = 8,9 \cdot 10^{-3}$, luego $pH = -\log(8,9 \cdot 10^{-3}) = 2,05$, el color del indicador es entre rojo y amarillo.

Pregunta 2

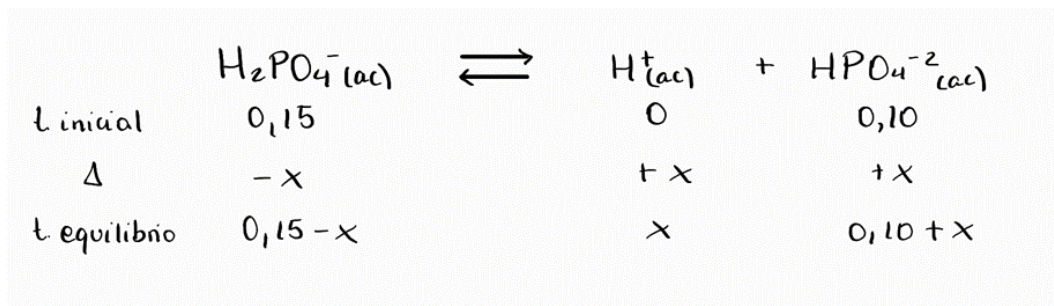
El fosfato de potasio monobásico KH_2PO_4 es un fungicida importante para el control de hongos en la industria, sin embargo, este ácido debe estar a un cierto pH para su correcto funcionamiento lo cual se logra con una solución amortiguadora. Por lo cual, usted como ayudante de laboratorio le realizan la siguiente pregunta ¿Cuál es el pH de un sistema amortiguador de Na_2HPO_4 a 10 M en conjunto con 15 M de KH_2PO_4 ?

Solución:

Realizando la disociación del KH_2PO_4 y del Na_2HPO_4 , se obtiene:



Para calcular el pH del sistema amortiguador debemos realizar la reacción con el ácido y la base conjugada de interés (provenientes de las disociaciones ya mencionadas)



Escribiendo la expresión de K_a , podemos despejar el valor de x

$$K_a = \frac{[H^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = \frac{x(0,10 + x)}{0,15 - x} = 6,02 \cdot 10^{-8}$$

Debido a que estamos en presencia de un ácido débil, podemos despreciar la x en el denominados obteniendo:



DEPARTAMENTO DE INGENIERÍA
QUÍMICA, BIOTECNOLOGÍA
Y MATERIALES
FACULTAD DE CIENCIAS
FÍSICAS Y MATEMÁTICAS
UNIVERSIDAD DE CHILE

IQ2211-2 Química Semestre Primavera 2022

Profesoras: Isadora Berlanga

Tamara Bruna

Auxiliares: Bárbara Andrade Rojas

Jorge Palma Uribe

Auxiliar laboratorio: Daniela Balbontín Campomanes

07/11/2022

$$K_a \approx \frac{x(0,10 + x)}{0,15} = 6,02 \cdot 10^{-8}$$
$$\Rightarrow x = [H^+] = 9,03 \cdot 10^{-8} M$$

Luego podemos calcular el pH del sistema regulador

$$pH = -\log [H^+] = -\log (9,03 \cdot 10^{-8}) = 7,04$$

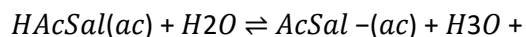
Pregunta 3

P2. En una actividad de laboratorio una estudiante titula ácido acetil salicílico (HAcSal), un ácido débil conocido comercialmente como Aspirina. Para la titulación, la estudiante disuelve un comprimido que contiene aspirina y excipientes en 10.00 mL de agua destilada y alcanza el punto de equivalencia cuando ha agregado 15.10 mL de NaOH 0.05 M.

a) Determine la cantidad en gramos de ácido acetilsalicílico en el comprimido y el pH en el punto de equivalencia.

b) Determine el porcentaje de aspirina neutra sin dissociar en el equilibrio al disolver el comprimido en 10.00 mL de agua destilada. Utilice como concentración inicial la calculada por medio del proceso de titulación.

Justifique sus cálculos con el desarrollo, considerando fórmulas, estequiometría y equilibrios de reacción.



Datos: K_a aspirina = 3.00×10^{-5} , $MM_{aspirina}$ = 180,16 g/mol

Solución:



a)



$$n_{\text{H}^+} = n_{\text{OH}^-}$$

$$C_{\text{H}^+} \cdot V_{\text{H}^+} = C_{\text{OH}^-} \cdot V_{\text{OH}^-}$$

$$C_{\text{H}^+} = \frac{C_{\text{OH}^-} \cdot V_{\text{OH}^-}}{V_{\text{H}^+}}$$

$$C_{\text{acido}} = \frac{0.05 \text{ M} \cdot 15.10 \text{ mL}}{10.00 \text{ mL}} = 0.076 \text{ M}$$

$$\begin{array}{ccc} 0.076 \text{ mol} & \longrightarrow & 1000 \text{ mL} \\ X \text{ mol} & \longrightarrow & 10 \text{ mL} \end{array} \quad (0.2)$$

$$X = 7.6 \times 10^{-4} \text{ mol de aspirina}$$

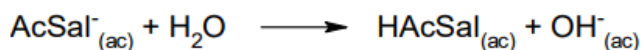
$$\text{masa}_{\text{aspirina}} = \text{mol}_{\text{aspirina}} \times \text{MM}_{\text{aspirina}}$$

Masa_aspirina = $7.6 \times 10^{-4} \text{ mol} \times 180.15 \text{ g/mol} = 0.136 \text{ g}$ de ácido acetilsalicílico en el comprimido.

En el punto de equivalencia, los moles de base y ácido han sido consumidos: moles de ácido = moles de base = $\text{COH}^- \times \text{VOH}^- = 0.05 \text{ M} \times 15.10 \times 10^{-3} \text{ L} = 7.55 \times 10^{-4} \text{ moles}$ que se convierten en la base conjugada.

Recálculo de la concentración del ion acetil salicilato, considerando un volumen total de: $V_{\text{total}} = 10.00 \text{ mL} + 15.10 \text{ mL} = 25.1 \text{ mL} = 0.0251 \text{ L}$

$$(\text{AsSal}^-) = 7.55 \cdot 10^{-4} \text{ moles} / 0.0251 \text{ L} = 0.030 \text{ M}$$



Inicio	0.030 M	0	0
Equilibrio	-X	X	X
Final	0.030 -X	X	X

$$K_w = K_a \cdot K_b \quad K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{3.00 \cdot 10^{-5}} = 3.33 \cdot 10^{-10}$$

$$K_b = \frac{(\text{HAsSal})(\text{OH}^-)}{\text{AsSal}^-} = \frac{X^2}{(0.030 - x)} = 3.33 \cdot 10^{-10}$$

$$\Rightarrow x = 3.16 \cdot 10^{-6}$$

$$\text{pOH} = -\log(\text{OH}^-) = -\log(3.16 \times 10^{-6}) = 5.5$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5.5 = 8.5$$



DEPARTAMENTO DE INGENIERÍA
QUÍMICA, BIOTECNOLOGÍA
Y MATERIALES
FACULTAD DE CIENCIAS
FÍSICAS Y MATEMÁTICAS
UNIVERSIDAD DE CHILE

IQ2211-2 Química Semestre Primavera 2022

Profesoras: Isadora Berlanga

Tamara Bruna

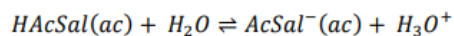
Auxiliares: Bárbara Andrade Rojas

Jorge Palma Uribe

Auxiliar laboratorio: Daniela Balbontín Campomanes

07/11/2022

b)



Inicio	0.076 M	0	0
Equilibrio	-X	X	X
Final	0.076 -X	X	X

$$K_a = \frac{(\text{AcSal}^-)(\text{H}_3\text{O}^+)}{\text{HAcSal}} = \frac{X^2}{(0.076 - x)} = \frac{3.00 \cdot 10^{-5}}{0.076 - x} \quad X = \sqrt{(3.00 \cdot 10^{-5} \cdot 0.076)} = 1.51 \cdot 10^{-3}$$

$$\% \text{ de disociación} = \frac{1.5 \cdot 10^{-3}}{0.076} \cdot 100 = 1.99 \%$$

Como x se ha disociado menos de un 5% es correcto despreciar x en el denominador.

Como se ha disociado un 1.99% el ácido débil, 98.00 % se encuentra como aspirina neutra en el equilibrio.

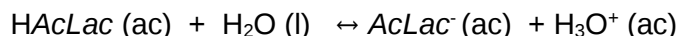
Pregunta 4

a) En un laboratorio de control de calidad, se requiere determinar la calidad y frescura de productos lácteos. Para ello, se realiza una titulación ácido-base para determinar la concentración de ácido láctico, ($\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}$) en una leche en polvo, empleando hidróxido de sodio (NaOH) como reactivo valorante y fenolftaleína como indicador ácido-base.

La titulación de 100 g de una leche comercial en polvo disuelta en 100 mL de agua destilada indicó que el punto de equivalencia se alcanza cuando se han agregado 17.50 mL de NaOH 0.15 M.

Determine la cantidad en miligramos (mg) de ácido láctico en la leche en polvo analizada y el pH en el punto de equivalencia.

Justifique todos sus cálculos, considerando fórmulas químicas, estequiometría y equilibrios de reacción.



Datos: $K_a(\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}) = 1.4 \times 10^{-4}$ a 25°C , MM ácido láctico = 90.08 g/mol

b) Se añaden 10^{-1} moles de cromato de potasio sólido K_2CrO_4 a 1 litro de solución que contiene 10^{-2} M de Ba^{2+} . ¿Qué valor de pH debe tener la solución para que 99% del bario precipite en forma de cromato de bario? Concluir.

Datos: Desprecie el cambio de volumen de la solución causado por la adición de cromato. El cromato de potasio sólido K_2CrO_4 se disocia completamente en la solución. El producto de solubilidad del cromato de bario es $K_{ps} = 1.26 \times 10^{-10}$. La constante de acidez del hidrogenocromato HCrO_4^- es $K_a = 3.98 \times 10^{-7}$.



DEPARTAMENTO DE INGENIERÍA
QUÍMICA, BIOTECNOLOGÍA
Y MATERIALES
FACULTAD DE CIENCIAS
FÍSICAS Y MATEMÁTICAS
UNIVERSIDAD DE CHILE

IQ2211-2 Química Semestre Primavera 2022

Profesoras: Isadora Berlanga

Tamara Bruna

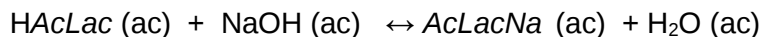
Auxiliares: Bárbara Andrade Rojas

Jorge Palma Uribe

Auxiliar laboratorio: Daniela Balbontín Campomanes

07/11/2022

Solución:



En el punto de equivalencia, la cantidad de moles de ácido láctico serán consumidos por la misma cantidad de hidróxido de sodio, por lo tanto:

$$\text{moles HAcLac} = \text{moles NaOH}$$

$$C_{\text{ácido}} \times V_{\text{ácido}} = C_{\text{NaOH}} \times V_{\text{NaOH}}$$

$$C_{\text{ácido}} = C_{\text{NaOH}} \times V_{\text{NaOH}} / V_{\text{ácido}}$$

$$C_{\text{ácido}} = 0.1 \text{ M} \times 0.0175 \text{ L} / 0.1 \text{ L} \Rightarrow 0.026 \text{ M de ácido láctico.}$$

$$0.026 \text{ moles} \rightarrow 1000 \text{ mL}$$

$$X \text{ moles} \rightarrow 100 \text{ mL}$$

$$x = 2.6 \times 10^{-3} \text{ moles de ácido láctico.}$$

$$\text{Masa de ácido láctico} = 2.6 \times 10^{-3} \text{ moles} \times \text{MM}_{\text{ácido}} = 2.6 \times 10^{-3} \text{ moles} \times 90.08 \text{ g/mol} = \mathbf{0.234 \text{ g de ácido láctico} = 234 \text{ mg de ácido láctico.}}$$

- **Para el cálculo del pH en el punto de equivalencia**, el ácido y la base se han consumido, por lo que sólo se forma la sal (lactato de sodio) y agua (reacción de neutralización):

	HAcLac (ac)	+	NaOH (ac)	$\leftrightarrow$	AcLacNa (ac)	+	H ₂ O
Inicio:	$2.6 \times 10^{-3} \text{ moles}$		$2.6 \times 10^{-3} \text{ moles}$		0		0
Cambio:	$-2.6 \times 10^{-3} \text{ moles}$		$-2.6 \times 10^{-3} \text{ moles}$		$2.6 \times 10^{-3} \text{ moles}$		
Equilibrio:	0		0		$2.6 \times 10^{-3} \text{ moles}$		

Los moles de la sal lactato de sodio es de 2.6×10^{-3} .

Ahora, considerando los 100 mL + 17.50 mL de base añadida, el Volumen total (V_T) = 100 mL + 17.50 mL = 117.50 mL = 0.1175 L.

$$C_{\text{lactato}} = \frac{2.6 \times 10^{-3} \text{ moles}}{0.1175 \text{ L}} = 0.022 \text{ M}$$

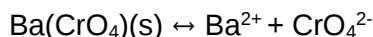


Auxiliar laboratorio: Daniela Balbontín Campomanes
07/11/2022

$$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] [\text{CrO}_4^{2-}] \text{ (expresión de la constante } K_{ps} \text{ del equilibrio de solubilidad)}$$



El enunciado nos dice que 99% de Ba^{2+} debe precipitar para formar BaCrO_4 y entonces
 $[\text{BaCrO}_4]_{99\%} = 0,99 \times [\text{Ba}^{2+}]_{\text{total}} = 0,99 \times 10^{-2} = 9,9 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$.



$K_{\text{ps}} = [\text{Ba}^{2+}] [\text{CrO}_4^{2-}] = 1,26 \times 10^{-10}$
 $[\text{Ba}^{2+}] = 10^{-2} - 9,9 \times 10^{-3} = 10^{-4} \text{ mol/L}$ (corresponde a la concentración de Ba^{2+} en la solución saturada).

$[\text{CrO}_4^{2-}] = 1,26 \times 10^{-10} / 1 \times 10^{-4} = 1,26 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$ (corresponde a la concentración de CrO_4^{2-} en la solución saturada).

$$[\text{K}_2\text{CrO}_4] = [\text{CrO}_4^{2-}] + [\text{HCrO}_4^-] + [\text{BaCrO}_4]_{99\%}$$

$$[\text{HCrO}_4^-] = [\text{K}_2\text{CrO}_4] - [\text{CrO}_4^{2-}] - [\text{BaCrO}_4]_{99\%} = 10^{-1} - 1,26 \times 10^{-6} - 9,9 \times 10^{-3} = 9,01 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = (K_a [\text{HCrO}_4^-]) / [\text{CrO}_4^{2-}] = (3,98 \times 10^{-7} \times 9,01 \times 10^{-2}) / 1,26 \times 10^{-6} = 2,85 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) = -\log 2,85 \times 10^{-2} = 1,55$$

Conclusión: A un valor de pH de 1,55, 99% del bario precipitará en forma de cromato de bario.

Pregunta 5

Usted prepara un buffer que contiene un ácido de fórmula HY de concentración 0,110 M y una base conjugada Y^- de concentración 0,220 M. Al medir el pH del buffer usted obtiene un valor de 8,77. De acuerdo con lo anterior, responda lo siguiente:

a) (2,0 pts.) ¿Cuál es el valor de K_a del ácido HY?

b) (4,0 pts.) ¿Cuál es el pH de la solución buffer después de que se agregan 0,0015 moles de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ a 0,350 L de solución?

Solución:

a) Como estamos en presencia de una solución buffer podemos usar directamente la ecuación de Henderson-Hasselbalch para relacionar el pH, las concentraciones del ácido y la base conjugada y la constante de equilibrio:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log([\text{base conjugada}]/[\text{ácido}]) = \text{p}K_a + \log([\text{Y}^-]/[\text{HY}])$$

$$8,77 = \text{p}K_a + \log(0,220/0,110)$$

, y por lo tanto:

$$\text{p}K_a = 8,47, K_a = 3,38 \times 10^{-9}$$



DEPARTAMENTO DE INGENIERÍA
QUÍMICA, BIOTECNOLOGÍA
Y MATERIALES
FACULTAD DE CIENCIAS
FÍSICAS Y MATEMÁTICAS
UNIVERSIDAD DE CHILE

IQ2211-2 Química Semestre Primavera 2022

Profesoras: Isadora Berlanga

Tamara Bruna

Auxiliares: Bárbara Andrade Rojas

Jorge Palma Uribe

Auxiliar laboratorio: Daniela Balbontín Campomanes

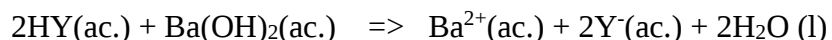
07/11/2022

b) Para determinar el nuevo pH (al agregar el Ba(OH)_2) debemos calcular los moles del ácido y base que están presentes en 0,350 L de solución.

moles de HY = $0,350 \cdot 0,110 = 0,0385$ moles

moles de Y^- = $0,350 \cdot 0,220 = 0,077$ moles

Con esto, podemos plantear la reacción de neutralización:



inicio:	0,0385	0,0015	0,077
cambio	-0,0030	-0,0015	+0,0030
final:	0,0355	0	0,080

Ahora calculamos las nuevas concentraciones:

$$[\text{HY}] = 0,0355/0,350 = 0,10143 \text{ M}$$

$$[\text{Y}^-] = 0,0800/0,350 = 0,22857 \text{ M}$$

y usando:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log([\text{Y}^-]/[\text{HY}])$$

$$\text{pH} = 8,47 + \log(0,22857/0,10143) = 8,82$$