

## Ácidos y bases de Brønsted

15.1. Defina los ácidos y bases de Brønsted. Dé un ejemplo de un par conjugado en una reacción ácido-base.

15.2. Para que una especie actúe como base de Brønsted, un átomo en la especie debe tener un par libre de electrones. Explique la razón de este requisito.

### Problemas

15.3. Clasifique cada una de las siguientes especies como ácido o base de Brønsted, o como ambos:

- |                         |                       |                           |
|-------------------------|-----------------------|---------------------------|
| a) $\text{H}_2\text{O}$ | b) $\text{OH}^-$      | c) $\text{H}_3\text{O}^+$ |
| d) $\text{NH}_3$        | e) $\text{NH}_4^+$    | f) $\text{NH}_2^-$        |
| g) $\text{NO}_3^-$      | h) $\text{CO}_3^{2-}$ |                           |

15.4. Escriba las fórmulas de las bases conjugadas de los siguientes ácidos:

- |                                   |                            |
|-----------------------------------|----------------------------|
| a) $\text{HNO}_2$                 | b) $\text{H}_2\text{SO}_4$ |
| c) $\text{H}_2\text{S}$           | d) $\text{HCN}$            |
| e) $\text{HCOOH}$ (ácido fórmico) |                            |

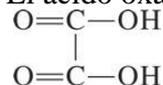
15.5. Identifique los pares conjugados ácido-base en cada una de las siguientes reacciones:

- $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{HCN} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{CN}^-$
- $\text{HCO}_3^- + \text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_3^{2-}$
- $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{NH}_4^+$
- $\text{HClO} + \text{CH}_3\text{NH}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{ClO}^-$
- $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$

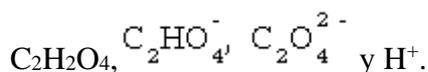
15.6. Escriba la fórmula del ácido conjugado de cada una de las siguientes bases:

- |                              |                        |                       |
|------------------------------|------------------------|-----------------------|
| a) $\text{HS}^-$             | b) $\text{HCO}_3^-$    | c) $\text{CO}_3^{2-}$ |
| d) $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ | e) $\text{HPO}_4^{2-}$ | f) $\text{PO}_4^{3-}$ |
| g) $\text{HSO}_4^-$          | h) $\text{SO}_4^{2-}$  | i) $\text{SO}_3^{2-}$ |

15.7. El ácido oxálico ( $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$ ) tiene la siguiente estructura:



Una disolución de ácido oxálico contiene las siguientes especies en concentraciones variables:



- Dibuje las estructuras de Lewis de  $\text{C}_2\text{HO}_4^-$ ,  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ .
- ¿Cuáles de las cuatro especies anteriores pueden actuar sólo como ácidos, cuáles sólo como bases y cuáles como ácidos y como bases?

15.8. Escriba la fórmula de la base conjugada de cada uno de los siguientes ácidos:

- |                               |  |                            |
|-------------------------------|--|----------------------------|
| a) $\text{CH}_2\text{ClCOOH}$ | b) $\text{HIO}_4$                          | c) $\text{H}_3\text{PO}_4$ |
| d) $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  | e) $\text{HPO}_4^{2-}$                     | f) $\text{H}_2\text{SO}_4$ |
| g) $\text{HSO}_4^-$           | h) $\text{HIO}_3$                          | i) $\text{HSO}_3^-$        |
| j) $\text{NH}_4^+$            | k) $\text{H}_2\text{S}$ , l) $\text{HS}^-$ | m) $\text{HClO}$           |

### Propiedades ácido-base del agua

15.9. ¿Qué es la constante del producto iónico del agua?

15.10. Escriba una ecuación que relacione  $[\text{H}^+]$  y  $[\text{OH}^-]$  en disolución a 25 °C.

- 15.11.** La constante del producto iónico del agua es  $1.0 \times 10^{-14}$  a  $25\text{ }^\circ\text{C}$  y  $3.8 \times 10^{-14}$  a  $40\text{ }^\circ\text{C}$ . El proceso directo,  

$$\text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}^+(ac) + \text{OH}^-(ac)$$
¿es endotérmico o exotérmico?

### El pH: una medida de la acidez

- 15.12.** Defina el pH. ¿Por qué los químicos prefieren hablar acerca de la acidez de una disolución en términos del pH, en vez de hacerlo en términos de la concentración del ion hidrógeno,  $[\text{H}^+]$ ?
- 15.13.** El pH de una disolución es 6.7. Sólo a partir de esta aseveración, ¿se puede concluir que la disolución es ácida? Si no, ¿qué información adicional se necesita? ¿Es posible que el pH de una disolución tenga un valor de cero o ser negativo? De ser así, dé ejemplos para mostrar estos valores.
- 15.14.** Defina el pOH. Escriba la ecuación que relaciona el pH con el pOH.

### Problemas

- 15.15.** Calcule la concentración de iones  $\text{OH}^-$  en una disolución de  $\text{HCl}$   $1.4 \times 10^{-3}\text{ mol L}^{-1}$ .
- 15.16.** Calcule la concentración de iones  $\text{H}^+$  en una disolución de  $\text{NaOH}$   $0.62\text{ mol L}^{-1}$ .
- 15.17.** Calcule el pH de cada una de las siguientes disoluciones:
- $\text{HCl}$   $0.0010\text{ mol L}^{-1}$
  - $\text{KOH}$   $0.76\text{ mol L}^{-1}$
- 15.18.** Calcule el pH de cada una de las siguientes disoluciones:
- $\text{Ba}(\text{OH})_2$   $2.8 \times 10^{-4}\text{ mol L}^{-1}$
  - $\text{HNO}_3$   $5.2 \times 10^{-4}\text{ mol L}^{-1}$
- 15.19.** Calcule la concentración de ion hidrógeno, en mol/litro, para las disoluciones con los siguientes valores de pH:
- 2.42
  - 11.21
  - 6.96
  - 15.00
- 15.20.** Calcule la concentración de ion hidrógeno, en mol/litro, para cada una de las siguientes disoluciones: a) una disolución cuyo pH es 5.20, b) una disolución cuyo pH es 16.00, c) una disolución cuya concentración de hidroxilo es  $3.7 \times 10^{-9}\text{ mol L}^{-1}$ .

- 15.21.** Complete la siguiente tabla para una disolución:

pH	$[\text{H}^+]$	La disolución es
<7		
	$<1.0 \times 10^{-7}\text{ M}$	
		Neutra

- 15.22.** Complete con la palabra *ácida*, *básica* o *neutra*, para las siguientes disoluciones:
- $\text{pOH} > 7$ ; la disolución es
  - $\text{pOH} = 7$ ; la disolución es
  - $\text{pOH} < 7$ ; la disolución es
- 15.23.** El pOH de una disolución es 9.40. Calcule la concentración de ion hidrógeno de la disolución.
- 15.24.** Calcule el número de moles de  $\text{KOH}$  que hay en  $5.50\text{ mL}$  de una disolución de  $\text{KOH}$   $0.360\text{ mol L}^{-1}$ . ¿Cuál es el pOH de la disolución?
- 15.25.** ¿Qué cantidad de  $\text{NaOH}$  (en gramos) se necesita para preparar  $546\text{ mL}$  de una disolución con un pH de 10.00?
- 15.26.** Se prepara una disolución disolviendo  $18.4\text{ g}$  de  $\text{HCl}$  en  $662\text{ mL}$  de agua. Calcule el pH de la disolución. (Suponga que el volumen permanece constante.)

## Fuerza de los ácidos y las bases

15.27. Explique cuál es el significado de la fuerza de un ácido.

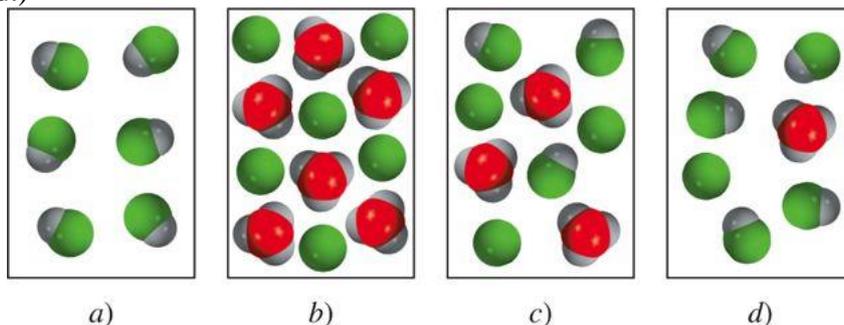
15.28. Sin remitirse al texto, escriba la fórmula de cuatro ácidos fuertes y cuatro ácidos débiles.

15.29. ¿Cuál es el ácido más fuerte y la base más fuerte que pueden existir en agua?

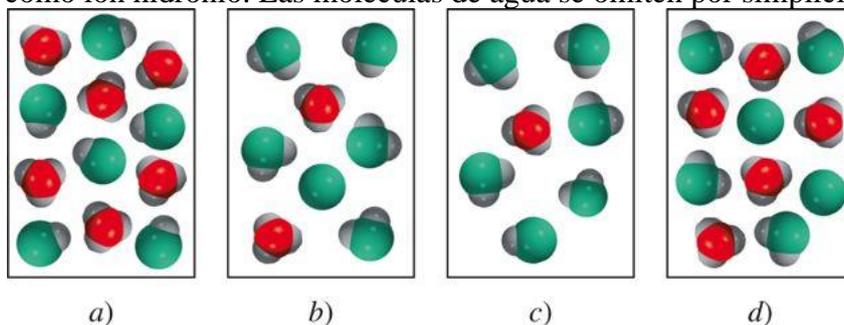
15.30. El  $\text{H}_2\text{SO}_4$  es un ácido fuerte, pero el  $\text{HSO}_4^-$  es un ácido débil. Explique la diferencia entre la fuerza de estas dos especies relacionadas.

## Problemas

15.31. ¿Cuál de los siguientes diagramas representa mejor a un ácido fuerte, como el HCl, disuelto en agua? ¿Cuál representa a un ácido débil? ¿Cuál representa a un ácido muy débil? (El protón hidratado se muestra como ion hidronio. Las moléculas de agua se omiten por simplicidad.)



15.32. 1) ¿Cuál de los siguientes diagramas representa una disolución de un ácido diprótico débil?  
2) ¿Cuáles diagramas representan situaciones químicamente imposibles? (El protón hidratado se muestra como ion hidronio. Las moléculas de agua se omiten por simplicidad.)



15.33. Clasifique cada una de las siguientes especies como un ácido fuerte o débil:

- |                     |                            |                            |
|---------------------|----------------------------|----------------------------|
| a) $\text{HNO}_3$   | b) $\text{HF}$             | c) $\text{H}_2\text{SO}_4$ |
| d) $\text{HSO}_4^-$ | e) $\text{H}_2\text{CO}_3$ | f) $\text{HCO}_3^-$        |
| g) $\text{HCl}$     | h) $\text{HCN}$            | i) $\text{HNO}_2$          |

15.34. Clasifique cada una de las siguientes especies como una base débil o fuerte:

- |                     |                    |                         |
|---------------------|--------------------|-------------------------|
| a) $\text{LiOH}$    | b) $\text{CN}^-$   | c) $\text{H}_2\text{O}$ |
| d) $\text{ClO}_4^-$ | e) $\text{NH}_2^-$ |                         |

15.35. ¿Cuál(es) de las siguientes aseveraciones concernientes a una disolución de un ácido débil  $\text{HA } 0.10 \text{ mol L}^{-1}$  es/son cierta(s)?

- El pH es 1.00
- $[\text{H}^+] \gg [\text{A}^-]$
- $[\text{H}^+] = [\text{A}^-]$
- El pH es menor que 1.

15.36. ¿Cuál(es) de las siguientes aseveraciones concernientes a una disolución de un ácido fuerte  $\text{HA } 1.0 \text{ mol L}^{-1}$  es/son cierta(s)?

- |                                   |                                  |
|-----------------------------------|----------------------------------|
| a) $[\text{A}^-] > [\text{H}^+]$  | b) El pH es 0.00                 |
| c) $[\text{H}^+] = 1.0 \text{ M}$ | d) $[\text{HA}] = 1.0 \text{ M}$ |

15.37. Pronostique la dirección que predomina en esta reacción:



15.38. Pronostique si la siguiente reacción procederá de izquierda a derecha en una proporción cuantificable:  $CH_3COOH(ac) + Cl^{-}(ac) \longrightarrow$

### Ácidos débiles y la constante de ionización de un ácido

15.39. ¿Qué indica la constante de ionización respecto de la fuerza de un ácido?

15.40. Señale los factores de los que depende la  $K_a$  de un ácido débil.

15.41. ¿Por qué por lo general no se registran los valores de  $K_a$  para los ácidos fuertes, como HCl y  $HNO_3$ ? ¿Por qué es necesario especificar la temperatura cuando se dan los valores de  $K_a$ ?

15.42. ¿Cuál de las siguientes disoluciones tiene el pH más alto?

- a)  $HCOOH$   $0.40 \text{ mol L}^{-1}$
- b)  $HClO_4$   $0.40 \text{ mol L}^{-1}$
- c)  $CH_3COOH$   $0.40 \text{ mol L}^{-1}$

### Problemas

15.43. La  $K_a$  del ácido benzoico es  $6.5 \times 10^{-5}$ . Calcule el pH de una disolución de ácido benzoico  $0.10 \text{ mol L}^{-1}$ .

15.44. Se disuelve una muestra de  $0.0560 \text{ g}$  de ácido acético en la cantidad suficiente de agua para preparar  $50.0 \text{ mL}$  de disolución. Calcule las concentraciones de  $H^+$ ,  $CH_3COO^-$  y  $CH_3COOH$  en el equilibrio. ( $K_a$  para el ácido acético  $3.18 \times 10^{-5}$ )

15.45. El pH de una disolución ácida es 6.20. Calcule la  $K_a$  del ácido. La concentración inicial del ácido es  $0.010 \text{ mol L}^{-1}$ .

15.46. ¿Cuál es la molaridad inicial de una disolución de ácido fórmico ( $HCOOH$ ) cuyo pH, en el equilibrio, es 3.26?

15.47. Calcule el porcentaje de ionización del ácido benzoico en las siguientes concentraciones:

- a)  $0.20 \text{ mol L}^{-1}$
- b)  $0.00020 \text{ mol L}^{-1}$

15.48. Calcule el porcentaje de ionización del ácido fluorhídrico en las siguientes concentraciones:

- a)  $0.60 \text{ mol L}^{-1}$
- b)  $0.0046 \text{ mol L}^{-1}$
- c)  $0.00028 \text{ mol L}^{-1}$ .

15.49. En una disolución un ácido monoprótico  $0.040 \text{ mol L}^{-1}$  está ionizado en 14 %. Calcule la constante de ionización del ácido.

15.50. a) Calcule el porcentaje de ionización de una disolución de ácido acetilsalicílico (aspirina)  $0.20 \text{ mol L}^{-1}$ , que es monoprótico, para el cual  $K_a = 3.0 \times 10^{-4}$

b) El pH del jugo gástrico del estómago de cierto individuo es 1.00. Después de haber ingerido algunas tabletas de aspirina, la concentración de ácido acetilsalicílico en su estómago es de  $0.20 \text{ mol L}^{-1}$ . Calcule el porcentaje de ionización del ácido en esas condiciones. ¿Qué efecto tiene el ácido no ionizado sobre las membranas que recubren el estómago?

### Bases débiles y la constante de ionización de una base

15.51. Utilice el  $NH_3$  para ejemplificar lo que se entiende por fuerza de una base.

15.52. ¿Cuál de las siguientes disoluciones tendrá un pH más alto?

- a)  $NH_3$   $0.20 \text{ mol L}^{-1}$
- b)  $NaOH$   $0.20 \text{ mol L}^{-1}$

### Problemas

15.53. Calcule el pH para cada una de las siguientes disoluciones:

- a)  $NH_3$   $0.10 \text{ mol L}^{-1}$
- b)  $C_5H_5N$  (piridina)  $0.050 \text{ mol L}^{-1}$

15.54. El pH de una disolución de una base débil  $0.30 \text{ mol L}^{-1}$  es 10.66. ¿Cuál es la  $K_b$  de la base?

15.55. ¿Cuál es la molaridad inicial de una disolución de amoníaco cuyo pH es 11.22?

15.56. En una disolución de  $\text{NH}_3$   $0.080 \text{ mol L}^{-1}$ , ¿qué porcentaje de  $\text{NH}_3$  está presente como  $\text{NH}_4^+$ ?

### Relación entre las constantes de ionización de los ácidos y sus bases conjugadas

15.57. Escriba la ecuación que relaciona la  $K_a$  de un ácido débil y la  $K_b$  de su base conjugada. Utilice el  $\text{NH}_3$  y su ácido conjugado,  $\text{NH}_4^+$  para derivar la relación entre  $K_a$  y  $K_b$ .

15.58. ¿Qué se concluye respecto de las fuerzas relativas de un ácido débil y su base conjugada a partir de la relación  $K_a K_b = K_w$ ?

### Ácidos dipróticos y polipróticos

15.59. El ácido carbónico es un ácido diprótico. Explique qué significa.

15.60. Escriba todas las especies (excepto el agua) que están presentes en una disolución de ácido fosfórico. Indique cuáles especies pueden actuar como ácido de Brønsted, cuáles como base de Brønsted, y cuáles como ácido de Brønsted y como base de Brønsted.

### Problemas

15.6. La primera y la segunda constantes de ionización de un ácido diprótico  $\text{H}_2\text{A}$  a cierta temperatura son  $K_{a1}$  y  $K_{a2}$ . ¿En qué condiciones se cumplirá que  $[\text{A}^{2-}] = K_{a2}$ ?

15.62. Compare el pH de una disolución de  $\text{HCl}$   $0.040 \text{ mol L}^{-1}$  con el de una disolución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $0.040 \text{ mol L}^{-1}$ .

15.63. ¿Cuáles son las concentraciones de  $\text{HSO}_4^-$  y  $\text{SO}_4^{2-}$  en una disolución de  $\text{KHSO}_4$   $0.20 \text{ mol L}^{-1}$ ? (Sugerencia: El  $\text{H}_2\text{SO}_4$  es un ácido fuerte;  $K_a$  para el  $\text{HSO}_4^-$   $1.3 \times 10^{-2}$ )

15.64. Calcule las concentraciones de  $\text{H}^+$ ,  $\text{HCO}_3^-$  y  $\text{CO}_3^{2-}$  en una disolución de  $\text{H}_2\text{CO}_3$   $0.025 \text{ mol/L}$ .

### El efecto del ion común

16.1. Utilice el principio de Le Châtelier para explicar cómo se modifica el pH de una disolución por el efecto del ion común.

16.2. Describa el efecto que se tiene en el pH (aumento, disminución o sin cambio) al agregar:

- acetato de potasio a una disolución de ácido acético
- nitrato de amonio a una disolución de amoníaco;
- formiato de sodio ( $\text{HCOONa}$ ) a una disolución de ácido fórmico ( $\text{HCOOH}$ );
- cloruro de potasio a una disolución de ácido clorhídrico;
- yoduro de bario a una disolución de ácido yodhídrico.

16.3. Defina el  $pK_a$  de un ácido débil. ¿Cuál es la relación entre el valor de  $pK_a$  y la fuerza del ácido? Haga lo mismo para una base débil.

16.4. Los valores de  $pK_a$  de dos ácidos monoproticos  $\text{HA}$  y  $\text{HB}$  son 5.9 y 8.1, respectivamente. ¿Cuál de los dos es el ácido más fuerte?

### Problemas

16.5. Determine el pH de:

- una disolución de  $\text{CH}_3\text{COOH}$   $0.40 \text{ mol L}^{-1}$
- una disolución que es  $0.40 \text{ M}$  en  $\text{CH}_3\text{COOH}$  y  $0.20 \text{ M}$  en  $\text{CH}_3\text{COONa}$ .

16.6. Determine el pH de:

- una disolución de  $\text{NH}_3$   $0.20 \text{ mol L}^{-1}$
- una disolución que es  $0.20 \text{ mol L}^{-1}$  en  $\text{NH}_3$  y  $0.30 \text{ mol L}^{-1}$  en  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

### Disoluciones amortiguadoras

16.7. ¿Qué es una disolución amortiguadora? ¿Cuál es su composición?

16.8. ¿Cómo distinguirá entre una disolución ácida y una disolución amortiguadora con el mismo pH? Se le proporciona sólo un medidor del pH, agua y un cilindro medidor.

## Problemas

**16.9.** Identifique cuáles de los siguientes pares en disolución son sistemas amortiguadores:

- a) KCl/HCl
- b)  $\text{KHSO}_4/\text{H}_2\text{SO}_4$
- c)  $\text{Na}_2\text{HPO}_4/\text{NaH}_2\text{PO}_4$
- d)  $\text{KNO}_2/\text{HNO}_2$ .

**16.10.** ¿Cuáles de los siguientes pares en disolución puede actuar como un sistema amortiguador?

- a) KCN/HCN
- b)  $\text{Na}_2\text{SO}_4/\text{NaHSO}_4$
- c)  $\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{NO}_3$
- d) NaI/HI.

**16.11.** Calcule el pH de un sistema amortiguador formado por  $\text{NH}_3$  0.15 mol/L/ $\text{NH}_4\text{Cl}$  0.35 mol/L.

**16.12.** Calcule el pH de las dos disoluciones amortiguadoras siguientes:

- a)  $\text{CH}_3\text{COONa}$  2.0 M/ $\text{CH}_3\text{COOH}$  2.0 mol L<sup>-1</sup>
- b)  $\text{CH}_3\text{COONa}$  0.20 M/ $\text{CH}_3\text{COOH}$  0.20 mol L<sup>-1</sup>. ¿Cuál amortiguador es más eficaz?  
¿Por qué?

**16.13.** Un sistema amortiguador de bicarbonato-ácido carbónico tiene un pH de 8.00. Calcule la proporción de concentración de ácido carbónico ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) respecto de la concentración del ion

bicarbonato ( $\text{HCO}_3^-$ ).

**16.14.** ¿Cuál es el pH de un sistema amortiguador de  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  0.10 mol L<sup>-1</sup>/ $\text{KH}_2\text{PO}_4$  0.15 mol L<sup>-1</sup>?

**16.15.** El pH de una disolución amortiguadora de acetato de sodio-ácido acético es 4.50. Calcule la proporción  $[\text{CH}_3\text{COO}^-]/[\text{CH}_3\text{COOH}]$ .

**16.16.** El pH del plasma sanguíneo es 7.40. Suponiendo que el sistema amortiguador principal es el

de  $\text{HCO}_3^-/\text{H}_2\text{CO}_3$ , calcule la proporción  $[\text{HCO}_3^-]/[\text{H}_2\text{CO}_3]$ . ¿El amortiguador es más eficaz cuando se agrega un ácido o cuando se agrega una base?

**16.17.** Calcule el pH del sistema amortiguador de  $\text{NH}_3$  0.20 mol L<sup>-1</sup>/ $\text{NH}_4\text{Cl}$  0.20 mol L<sup>-1</sup>. ¿Cuál es el pH de la disolución amortiguadora después de añadir 10.0 mL de HCl 0.10 mol L<sup>-1</sup> a 65.0 mL del sistema amortiguador?

**16.18.** Calcule el pH de 1.00 L de una disolución amortiguadora de  $\text{CH}_3\text{COONa}$  1.00 mol/L/ $\text{CH}_3\text{COOH}$  1.00 mol/L antes y después de agregar:

- a) 0.080 moles de NaOH
- b) 0.12 moles de HCl. (Suponga que no hay cambio de volumen.)

**16.19.** Un ácido diprótico,  $\text{H}_2\text{A}$ , tiene las siguientes constantes de ionización:  $K_{a1} = 1.1 \times 10^{-3}$  y  $K_{a2} = 2.5 \times 10^{-6}$ . Para preparar una disolución amortiguadora del pH = 5.80, ¿cuál de las dos combinaciones escogería: NaHA/ $\text{H}_2\text{A}$  o  $\text{Na}_2\text{A}/\text{NaHA}$ ?

**16.20.** A una estudiante se le pide que prepare una disolución amortiguadora del pH = 8.60, utilizando uno de los siguientes ácidos débiles: HA ( $K_a = 2.7 \times 10^{-3}$ ), HB ( $K_a = 4.4 \times 10^{-6}$ ), HC ( $K_a = 2.6 \times 10^{-9}$ ). ¿Cuál ácido debería escoger y por qué?