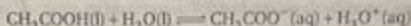


- b) La reacción de ionización del HCOOH(aq) ($\text{p}K_a = 3,75$), ¿estará en equilibrio si las concentraciones de las especies involucradas fueran las siguientes: $[\text{HCOOH}] = 2,25 \times 10^{-4} \text{ M}$, $[\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,00 \times 10^{-4} \text{ M}$?

7.22 La reacción endotérmica de ionización del ácido acético ($\text{p}K_a = 4,75$) puede representarse mediante la ecuación siguiente:



Predecir en base al principio de Le Châtelier, si la cantidad de ácido acético sin disociar aumentará, disminuirá o permanecerá constante si a una solución de $\text{CH}_3\text{COOH(aq)}$ en equilibrio se le efectúan los cambios siguientes: a) se agrega ácido clorhídrico; b) se agrega agua; c) se agrega $\text{CH}_3\text{COONa(s)}$; d) se aumenta la temperatura.

7.23 Se dispone de una solución de ácido acético (ácido etanoico, $\text{p}K_a = 4,75$) 0,0100 M. Calcular:

- a) $[\text{H}_3\text{O}^+]$; b) el pH; c) el pOH.

7.24 Se tiene una solución de etilamina ($\text{p}K_b = 3,30$) de concentración 0,0200 M. Escribir la ecuación de ionización y calcular para dicha solución:

- a) $[\text{H}_3\text{O}^+]$; b) el pH; c) el pOH.

7.25 Se tiene una solución de amoníaco ($\text{p}K_b = 4,75$) 0,0750 M. Escribir la ecuación de ionización y calcular: a) $[\text{OH}^-]$; b) el pH.

7.26 La concentración de ácido acético ($\text{p}K_a = 4,75$) en el vinagre es 5,00 % m/V. Calcular el pH del vinagre.

7.27 Se dispone de una solución de ácido nitroso ($\text{p}K_a = 3,34$) de pH = 2,62. Calcular la concentración inicial del soluto, expresada en moles por litro.

7.28 Una solución de anilina ($K_b = 4,27 \times 10^{-10}$) tiene un pH = 8,57. Calcular:

- a) la cantidad de anilina disuelta en 150 cm^3 de solución;
b) la concentración de ion $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+$ en el equilibrio.

7.29 Una solución de ácido fluorhídrico ($\text{p}K_a = 3,17$) tiene un pH = 2,42. Calcular:

- a) la masa de soluto disuelta en 350 cm^3 de solución;
b) la concentración de ion fluoruro en el equilibrio.

7.30 Se dispone de tres soluciones ácidas: 1) 100 cm^3 de solución de ácido hipobromoso ($\text{p}K_a = 8,60$); 2) 15,0 cm^3 de solución de ácido fórmico ($\text{p}K_a = 3,75$) y 3) 10,0 cm^3 de solución de ácido acético ($\text{p}K_a = 4,75$). Todas las soluciones tienen la misma concentración molar. ¿Cuál/es de las afirmaciones siguientes es/son correcta/s? Justificar las respuestas.

- a) " $\text{pH}(2) < \text{pH}(3) < \text{pH}(1)$."
b) " $\text{pOH}(2) < \text{pOH}(3) < \text{pOH}(1)$."
c) " $[\text{H}_3\text{O}^+](2) > [\text{H}_3\text{O}^+](3)$."
d) " $[\text{OH}^-](2) > [\text{OH}^-](3)$."

7.31 Se dispone de tres soluciones básicas: 1) 200 cm^3 de solución de amoníaco ($\text{p}K_b = 4,75$); 2) 15,0 cm^3 de solución de etilamina ($\text{p}K_b = 3,30$) y 3) 10,0 cm^3 de solución de piridina ($\text{p}K_b = 8,78$). Todas las soluciones tienen la misma concentración molar. ¿Cuál/es de las afirmaciones siguientes es/son correcta/s? Justificar.

- a) " $\text{pH}(3) > \text{pH}(1) > \text{pH}(2)$."
b) " $\text{pOH}(2) < \text{pOH}(1) < \text{pOH}(3)$."
c) " $[\text{H}_3\text{O}^+](2) > [\text{H}_3\text{O}^+](3)$."
d) " $[\text{OH}^-](2) > [\text{OH}^-](3)$."

- 7.32** Responder si las siguientes afirmaciones son correctas o no. Justificar.
- a) "Una solución de un ácido fuerte siempre tiene menor pH que el de una solución de un ácido débil."
 - b) "Una solución de un ácido muy débil ($pK_a > 13$) puede tener un pH mayor que 7 a 25 °C."
 - c) "En una solución de una base débil, siempre se cumple que $pOH > pH$."
 - d) "Una solución de un ácido débil aumentará su grado de disociación a medida que disminuye su concentración."
 - e) "En una solución de un ácido débil, siempre se cumple que $[H_3O^+] > [OH^-]$."

- 7.33** Se tiene una solución de un ácido HA, cuya concentración es $2,00 \times 10^{-3}$ M. Responder si el valor de pH de la solución informado en cada uno de los ítems siguientes es: (I) imposible, (F) posible si HA es un ácido fuerte o (D) posible si HA es un ácido débil.
- a) pH = 2,70; b) pH = 7,30; c) pH = 1,70; d) pH = 4,30.

- 7.34** Se toman 5,00 mL de una solución de 1,00 %m/V de ácido fórmico ($pK_a = 3,75$) y se diluyen a 750 mL con agua. Calcular el pH de la solución resultante.

- 7.35** Se dispone de una solución de fluoruro de hidrógeno (ácido fluorhídrico, $pK_a = 3,17$) 22,6 M. Se diluyen 5,00 cm³ hasta 2,00 dm³ con agua. Calcular:
- a) el pH de la solución final; b) $[F^-]$ en el equilibrio.

- 7.36** Se dispone de una solución de amoníaco ($pK_b = 4,75$) 13,4 M. Se diluyen 10,0 cm³ hasta 5,00 dm³ con agua. Calcular:
- a) el pH de la solución final; b) $[NH_4^+]$ en equilibrio en la solución final.

- 7.37** Ordenar según fuerza básica decreciente:

- a) 1) ion hipobromito, $pK_a(HBrO) = 8,60$; 2) piridina, $K_b(C_5H_5N) = 1,66 \times 10^{-9}$; 3) ion formiato (metanoato), $pK_b = 10,25$.
- b) 1) ion carbonato, $pK_a(H_2CO_3) = 6,35$; 2) anilina, $K_b = 4,27 \times 10^{-10}$; 3) ion acetato (etanoato), $pK_b = 9,25$.

- 7.38** Ordenar según fuerza ácida decreciente:

- a) 1) ion amonio, $pK_b(NH_3) = 4,75$; 2) ion anilinio, $K_b(\text{anilina}) = 4,27 \times 10^{-10}$; 3) ácido láctico, $pK_a = 3,08$.
- b) 1) ion hidrogenocarbonato, $K_a = 4,70 \times 10^{-11}$; 2) ácido ascórbico, $pK_a = 4,10$; 3) ion trimetilamonio, $pK_a = 9,87$.

- 7.39** Se dispone de una solución de fluoruro de sodio 0,500 M. $pK_a(HF) = 3,17$. Escribir la ecuación correspondiente a la reacción ácido base y calcular:
- a) K_b del ion fluoruro; b) el pH de la solución; c) $[HF]$ en el equilibrio.

- 7.40** Se dispone de una solución de cloruro de amonio 0,100 M. $pK_b(NH_3) = 4,75$. Escribir la ecuación correspondiente a la reacción ácido base y calcular:
- a) K_a del ion amonio; b) el pH de la solución; c) $[NH_3]$ en el equilibrio.