

IQ2211-6 Química

Profesor: Franck Quero

Auxiliares: Tamara Ávila, Gabriel Uribe, Sebastián Miranda

Ayudantes: Mariana Vergara



Ejercicio 7 (Individual)

14 de mayo del 2024

P1. [Efecto del ion común] Considere una solución 0.5 M de ácido fórmico (HCOOH). Si su K_a a 25°C es de 1.8×10^{-4} , determine:

- El pH de la solución a temperatura ambiente (25°C).
- Si en dicha solución se disuelve formiato de sodio (HCOONa) hasta alcanzar una concentración de 0.15 M, determine el nuevo pH que alcanza la solución.

Pauta

P1.

- Cuando se entrega la concentración de un ácido o base débil, pero no de su conjugado, se debe realizar una tabla de reacción, obteniendo las concentraciones en equilibrio con la constante respectiva:

| | $\text{HCOOH}_{(\text{ac})}$ | + | $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ | \rightleftharpoons | $\text{HCOO}^-_{(\text{ac})}$ | + | $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{ac})}$ |
|------------|------------------------------|---|-----------------------------------|----------------------|-------------------------------|---|--------------------------------------|
| inicio | 0.5 M | | / | | 0 M | | 0 M |
| cambio | -x | | / | | +x | | +x |
| equilibrio | 0.5 - x | | / | | x | | x |

Se reemplazan las concentraciones en equilibrio en la expresión de la constante de acidez:

$$K_a = \frac{x^2}{0.5 - x} = 1.8 \cdot 10^{-4}$$

$$x = 0.0094 \text{ M}$$

Por lo que las concentraciones en equilibrio son:

$$[\text{HCOOH}] = 0.49 \text{ M}$$

$$[\text{HCOO}^-] = 0.0094 \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.0094 \text{ M}$$

Y se determina el pH:

$$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) = 2.03$$

- Al añadir formiato de sodio a la solución, este se disolverá completamente, lo que provocará un incremento en la concentración del ion HCOO^- :

| | | | | | |
|--------|-----------------------|-------------------|------------------------|---|----------------------|
| | $\text{HCOONa}_{(s)}$ | \longrightarrow | $\text{HCOO}^-_{(ac)}$ | + | $\text{Na}^+_{(ac)}$ |
| inicio | 0.15 M | | 0.0094 M | | 0 M |
| cambio | -0.15 M | | +0.15 M | | +0.15 M |
| final | 0 M | | 0.1594 M | | 0.15 M |

Ahora se cuenta tanto con ácido fórmico como con iones formiato en solución, lo cual corresponde al ácido débil con su base conjugada, por lo que se puede determinar el pH con la ecuación de Henderson-Hasselbalch:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \left(\frac{[\text{base conjugada}]}{[\text{ácido}]} \right)$$

$$\text{pH} = -\log(1.8 \cdot 10^{-4}) + \log \left(\frac{0.1594}{0.49} \right) = 3.26$$

Se recomienda comprobar la validez de la aproximación.

Notar que al añadir la sal, esta al tener en su composición el ion formiato, se produce un incremento en la composición preexistente de este ion, lo cual genera que el equilibrio se desplace en la generación de ácido (ver reacción de la parte a), disminuyendo a su vez la concentración de protones y aumentando el pH de la solución.