



G5B. EQUILIBRIO IÓNICO

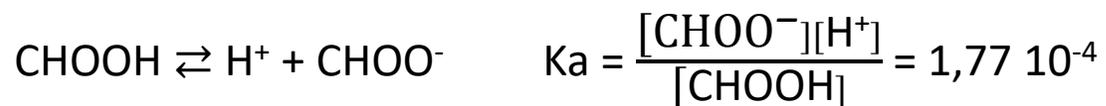
ÁCIDOS Y BASES

Ejercicio Resuelto N° 10

- 10) Una solución acuosa de ácido metanoico (fórmico), cuya constante de disociación es $K_a = 1,77 \cdot 10^{-4}$, tiene un grado de disociación $\alpha = 0,0412$.
- Plantear los equilibrios presentes con sus constantes y los balances de especies y de cargas.
 - ¿Cuál es la concentración molar de dicho ácido?
 - ¿Cuál es el pH de dicha solución?
 - ¿Cuántos mililitros de ácido metanoico 1 M habrá que tomar para preparar 100ml de la solución original?

a) Equilibrios, constantes de equilibrio y balances
 $\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{COO}^- \quad K_a = \frac{[\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{COOH}]} = 1,77 \cdot 10^{-4}$
 $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^- \quad K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$
 Balance de carga: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{COO}^-]$
 Balance de masa: $[\text{COOH}]_0 = [\text{COO}^-] + [\text{COOH}]$

a) Equilibrios, constantes de equilibrio y balances



Balance de carga: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{CHOO}^-]$

Balance de masa: $[\text{CHOOH}]_0 = [\text{CHOO}^-] + [\text{CHOOH}]$

a) Equilibrios, constantes de equilibrio y balances
 $\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{COO}^- \quad K_a = \frac{[\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{COOH}]} = 1,77 \cdot 10^{-4}$
 $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^- \quad K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$
 Balance de carga: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{COO}^-]$
 Balance de masa: $[\text{COOH}]_0 = [\text{COO}^-] + [\text{COOH}]$

b) Concentración molar del ácido

$$\alpha = 0,0412 = \frac{[\text{CHOO}^-]}{[\text{CHOOH}]_0} \quad \text{Por lo tanto: } [\text{CHOO}^-] = 0,0412 [\text{CHOOH}]_0$$



Como se trata de un ácido considero: $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ y desestimo la concentración de hidroxilos en el balance de carga.

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{CHOO}^-] = [\text{CHOO}^-] = 0,0412 [\text{CHOOH}]_0$$

Del balance de masa: $[\text{CHOOH}]_0 = [\text{CHOO}^-] + [\text{CHOOH}]$, resulta $[\text{CHOOH}] = [\text{CHOOH}]_0 - [\text{CHOO}^-]$

$$[\text{CHOOH}] = [\text{CHOOH}]_0 - 0,0412 [\text{CHOOH}]_0$$

Reemplazamos en la constante de equilibrio K_a

$$K_a = \frac{[\text{CHOO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CHOOH}]} = 1,77 \cdot 10^{-4}$$

$$K_a = \frac{0,0412^2 [\text{CHOOH}]_0^2}{[\text{CHOOH}]_0(1-0,0412)} = 1,77 \cdot 10^{-4}$$

$$[\text{CHOOH}]_0 = 1,77 \cdot 10^{-4}(1-0,0412) / 0,0412^2$$

$$[\text{CHOOH}]_0 = 0,1 \text{ M}$$

c) $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (0,0412 \cdot 0,1) = -\log 0,00412 = \mathbf{2,385}$



d) Preparar 100ml de una solución 0,1 M (0,1 moles por litro de solución), a partir de una solución 1 M (1 mol/l).

Si en un litro (1000 ml) tengo 0,1 moles, en 100 ml tendré 0,01 moles ($100 \times 0,1/1000$).

De la solución 1 M tengo que tomar 0,01 moles,
entonces si en un litro (1000 ml) hay 1 mol, para tomar 0,01 moles hago ($0,01 \times 1000/1 = 10$)
Es decir en 10 ml habrá 0,01 moles.

Tengo que tomar 10ml de solución 1M y agregar agua hasta completar 100 ml,
por lo tanto tengo que agregar 90 ml de agua