



G5B. EQUILIBRIO IÓNICO

ÁCIDOS Y BASES

Ejercicio Resuelto N° 14

- 14) El “vinagre” común es una solución de ácido acético al 5% en m/m.
- Calcular el pH del mismo y el porcentaje de ionización.
 - Dado que se diluye en los alimentos, suponiendo un caso de dilución volumétrica al 10%. ¿Cuál será el pH correspondiente y el porcentaje de ionización?
 - Qué tendencia se observa en el grado de ionización al producir una dilución.

Ácido acético: $\text{CH}_3\text{-CO.OH} = \text{HAc}$ $\delta_{sn} = 1 \text{ kg/l}$, $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$

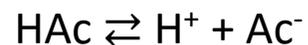
Calculemos la concentración molar del HAc. Una concentración 5% m/m, significa que tengo 5 g en 100 g de solución. Por lo tanto en 1000 g de solución tendré 50 g de soluto, como la densidad de la solución es 1kg/l, puedo decir que en 1litro de solución o 1Kg de solución o 1000 g de solución tendré 50 g de ácido acético. Para pasar los 50 g de ácido acético a moles tengo que dividir por su masa molar.

$$M_r(\text{CH}_3\text{-CO.OH}) = 2 \cdot 12 + 2 \cdot 16 + 4 \cdot 1 = 60 \text{ g/mol}$$

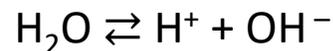
$$[\text{HAc}]_0 = \frac{50 \text{ g}}{\frac{60 \text{ g/mol}}{1 \text{ l}}} = 0,83 \text{ M}$$



a) pH y porcentaje de ionización



$$K_a = \frac{[\text{Ac}^-][\text{H}^+]}{[\text{HAc}]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$



$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

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

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

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

$$[\text{H}^+] = \cancel{[\text{OH}^-]} + [\text{Ac}^-] = [\text{Ac}^-]$$

$$\text{Balance de masa: } [\text{HAc}]_0 = [\text{Ac}^-] + [\text{HAc}] = 0,83,$$

$$\text{Por lo tanto } [\text{HAc}] = 0,83 - [\text{Ac}^-] = 0,83 - [\text{H}^+]$$

Reemplazo en la constante de equilibrio y la expreso en función de $[\text{H}^+]$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{H}^+]}{0,83 - [\text{H}^+]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{H}^+]^2 = 1,8 \cdot 10^{-5} (0,83 - [\text{H}^+])$$

Reordenando la expresión:

$$[\text{H}^+]^2 + 1,8 \cdot 10^{-5} [\text{H}^+] - 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,83 = 0$$



$$[H^+] = x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{-(0,000018) \pm \sqrt{0,000018^2 + 4 \cdot 1,0,83 \cdot 0,000018}}{2 \cdot 1} = 0,00385$$



$$\text{pH} = -\log [H^+] = -\log 0,00385$$

$$\text{pH} = 2,41$$

El porcentaje de ionización

$$\alpha = ([Ac^-] / [HAc]_0) \times 100$$

$$\alpha = (0,00385 / 0,83) \times 100 = \mathbf{0,464\%}$$

b) **pH y porcentaje de ionización**, suponiendo un caso de dilución volumétrica al 10%

La concentración molar inicial será 0,083

$$K_a = \frac{[H^+][H^+]}{0,083 - [H^+]} = 1,8 \cdot 10^{-5} ; [H^+]^2 = 1,8 \cdot 10^{-5} (0,083 - [H^+])$$

Reordenando la expresión: $[H^+]^2 + 1,8 \cdot 10^{-5} [H^+] - 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,083 = 0$

$$[H^+] = x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{-(0,000018) \pm \sqrt{0,000018^2 + 4 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,083}}{2 \cdot 1} = 0,0012 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [H^+] = -\log 0,0012$$

$$\text{pH} = 2,92$$

El porcentaje de ionización; $\alpha = ([Ac^-] / [HAc]_0) \times 100 = (0,0012 / 0,083) \times 100 = 1,45\%$

c) Al aumentar la dilución aumenta el porcentaje de ionización.

