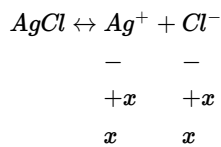


Esercizio 1

Calcolare la solubilità di $AgCl$ a) in acqua, e b) in una soluzione di $NaCl$ $1.23 \cdot 10^{-3}$ M.
[$K_{ps}(AgCl) = 1.82 \cdot 10^{-10}$].

SVOLGIMENTO

Si consideri la dissociazione dell' $AgCl$ in acqua pura:



Si deve risolvere la seguente equazione:

$$K_{ps} = x^2 = 1.82 \cdot 10^{-10}$$

Le soluzioni dell'equazione di secondo grado sono le seguenti:

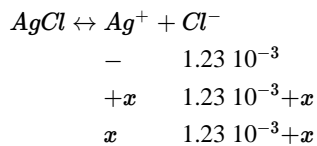
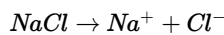
$$x_1 = -1.349 \cdot 10^{-5}$$

$$x_2 = 1.349 \cdot 10^{-5}$$

Il valore negativo deve essere scartato, quindi:

$$\text{solubilità} = [Ag^+] = [Cl^-] = x_2 = 1.349 \cdot 10^{-5}$$

Per il punto b) si consideri la presenza di $NaCl$ (totalmente dissociato):



Si deve risolvere la seguente equazione:

$$K_{ps} = x * (x + 1.23 \cdot 10^{-3}) = 1.82 \cdot 10^{-10}$$

Le soluzioni dell'equazione di secondo grado sono le seguenti:

$$x_1 = -1.230 \cdot 10^{-3}$$

$$x_2 = 1.479 \cdot 10^{-7}$$

Il valore negativo deve essere scartato, quindi:

$$\text{solubilità} = [Ag^+] = x_2 = 1.479 \cdot 10^{-7}$$

$$R_a = 1.349 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L.}$$

$$R_b = 1.479 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L.}$$

Esercizio 2

Calcolare il pH e le concentrazioni all'equilibrio di tutte le specie presenti in 20.00 ml di una soluzione contenente 0.30 g di CH_3COOH e 0.26 g di CH_3COONa .

$$[K_a(CH_3COOH) = 1.76 \cdot 10^{-5}]$$

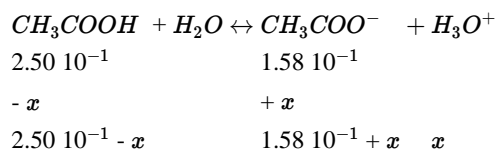
SVOLGIMENTO

Prima di tutto é necessario convertire i grammi nelle molarit :

$$[CH_3COOH] = g CH_3COOH / (PM CH_3COOH * V) = 0.30 / (60.05 * 2.00 \cdot 10^{-2}) = 2.50 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L.}$$

$$[CH_3COONa] = g CH_3COONa / (PM CH_3COONa * V) = 0.26 / (82.03 * 2.00 \cdot 10^{-2}) = 1.58 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L.}$$

Si consideri ora l'equilibrio:



Si deve risolvere la seguente equazione:

$$K_a = x * (1.58 \cdot 10^{-1} + x) / (2.50 \cdot 10^{-1} - x) = 1.7610^{-5}$$

Le soluzioni dell'equazione di secondo grado sono le seguenti:

$$x_1 = -1.585 \cdot 10^{-1}$$

$$x_2 = 2.773 \cdot 10^{-5}$$

Il valore negativo deve essere scartato, quindi:

$$[H_3O^+] = x_2 = 2.773 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

il pH varr  quindi:

$$pH = -\log_{10}[H_3O^+] = 4.56$$

Le altre specie presenti all'equilibrio e le relative concentrazioni varranno:

$$[CH_3COOH] = 2.50 \cdot 10^{-1} - x_2 \sim 2.50 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L.}$$

$$[CH_3COO^-] = 1.58 \cdot 10^{-1} + x_2 \sim 1.58 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L.}$$

$$[Na^+] = 1.58 \cdot 10^{-1}$$

$$[OH^-] = K_w / [H_3O^+] = 1.00 \cdot 10^{-14} / 2.773 \cdot 10^{-5} = 3.61 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L.}$$

Esercizio 3

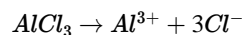
Una soluzione acquosa contenente 12.00 g/L di $AlCl_3$ presenta un punto di congelamento di $-0.087 \text{ }^\circ\text{C}$. Calcolare:

a) la molalit  della soluzione ($K_{cr} = 1.86 \text{ }^\circ\text{Ckg/mol}$);

b) la pressione osmotica della soluzione a $25.0 \text{ }^\circ\text{C}$.

SVOLGIMENTO

L' $AlCl_3$ si dissocia secondo la seguente reazione:



il coefficiente di vant'Hoff (i) varr  pertanto 4

La molalit  si ottiene da:

$$m = \Delta T_{cr} / (i * K_{cr}) = 0.087 / (4 * 1.86) = 1.17 \cdot 10^{-2} \text{ mol/Kg.}$$

La molarit  si calcola invece da:

$$M_{AlCl_3} = 12.00 / 133.34 = 9.00 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

La pressione osmotica varr  quindi:

$$\Pi = M_{AlCl_3} * i * R * T = 9.00 \cdot 10^{-2} * 4 * 0.082 * 298.16 = 8.80 \text{ atm.}$$

$$R_a = 1.17 \cdot 10^{-2} \text{ mol/Kg.}$$

$$R_b = 8.80 \text{ atm.}$$