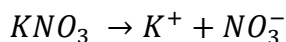


Esercizio 1. Calcolare la molarità e la temperatura di solidificazione di una soluzione di nitrato di potassio al 15% in peso avente densità di 1.11 kg/L.
La costante crioscopica dell'H₂O è 1.86 °C kg/mol.

Massa molare di KNO₃ = 101.1 g/mol

KNO₃ si scioglie in acqua secondo la reazione:



Quindi il coefficiente di Vant'Hoff:

$$i = 2$$

15% in peso significa 15 g di KNO₃ in 100 g di soluzione.

15 g di KNO₃ corrispondono a:

$$moli\ KNO_3 = \frac{grammi\ KNO_3}{MW\ KNO_3} = \frac{15\ g}{101.1\ g/mol} = 0.1484\ mol$$

100 g di soluzione corrispondono a:

$$d = \frac{m}{V}; \quad V = \frac{m}{d} = \frac{100\ g}{1.11\ g/mL} = 90.09\ mL$$

La molarità si può quindi calcolare facilmente:

$$[KNO_3] = \frac{moli\ soluto}{volume\ soluzione} = \frac{0.1484\ mol}{0.09009\ L} = 1.647\ M$$

Per la molalità invece dobbiamo considerare i grammi di solvente:

$$g_{solvente} = g_{soluzione} - g_{soluto} = 100 - 15 = 85\ g$$

$$m = \frac{moli_{soluto}}{Kg_{solvente}} = \frac{0.1484\ g}{\left(\frac{85}{1000}\right) Kg} = 1.745\ g/Kg$$

A questo punto possiamo procedere a calcolare il ΔT_{cr} :

$$\Delta T_{cr} = i \times m \times K_{cr} = 2 \times 1.745 \times 1.86 = 6.491\ ^\circ C$$

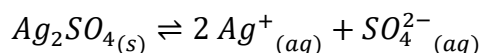
La T_{fus} della soluzione sarà quindi:

$$\Delta T_{cr} = (T_{fus})_{H_2O} - (T_{fus})_{soluzione} = 0 - (T_{fus})_{soluzione}$$
$$(T_{fus})_{soluzion} = -\Delta T_{cr} = -6.491\ ^\circ C$$

Esercizio 2. Calcolare la molarità degli ioni solfato e degli ioni Ag(I) in una soluzione satura di solfato di argento. Calcolare inoltre la solubilità del sale quando si aggiungono 61.15 g di nitrato di argento ad 800.0 mL della soluzione precedente.

$$[K_{ps} \text{Ag}_2\text{SO}_4 = 1.2 \times 10^{-5}]$$

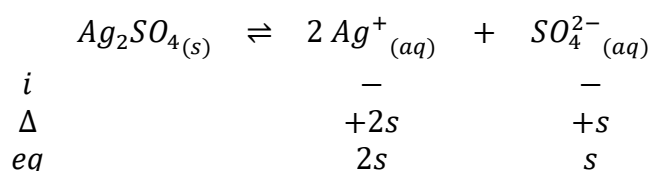
L'equilibrio in soluzione è:



La cui costante di equilibrio è:

$$K_{ps}(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = [\text{Ag}^+]^2[\text{SO}_4^{2-}] = 1.2 \times 10^{-5}$$

In una soluzione satura:



Quindi:

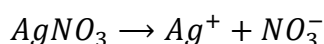
$$K_{ps}(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = [\text{Ag}^+]^2[\text{SO}_4^{2-}] = 1.2 \times 10^{-5} = (2s)^2s = 4s^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1.2 \times 10^{-5}}{4}} = 1.442 \times 10^{-2}$$

$$[\text{Ag}^+] = 2s = 2 \times 1.442 \times 10^{-2} = 2.884 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = s = 1.442 \times 10^{-2} \text{ M}$$

Se nella soluzione viene disciolto AgNO_3 :



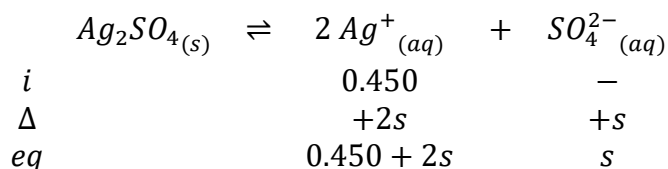
Le moli di AgNO_3 (MW = 169.87 g/mol) saranno:

$$\text{moli AgNO}_3 = \frac{m \text{AgNO}_3}{\text{MW AgNO}_3} = \frac{61.15 \text{ g}}{169.87 \text{ g/mol}} = 0.360 \text{ mol}$$

che disciolte in 800.0 mL danno una molarità di:

$$[\text{AgNO}_3] = \frac{0.360 \text{ mol}}{0.800 \text{ L}} = 0.450 \text{ M}$$

Essendo AgNO_3 completamente solubile (è un nitrato!) avremo che l'equilibrio di dissociazione dell' Ag_2SO_4 si modifica in:



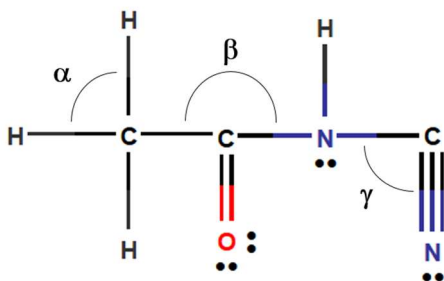
$$K_{ps}(Ag_2SO_4) = 1.2 \times 10^{-5} = [Ag^+]^2[SO_4^{2-}] = (0.450 + 2s)^2s$$

$$1.2 \times 10^{-5} = (0.450 + 2s)^2s$$

$$1.2 \times 10^{-5} = (0.450)^2s$$

$$s = \frac{1.2 \times 10^{-5}}{(0.450)^2} = 5.926 \times 10^{-5} M$$

Esercizio 3. Indicare gli angoli di legame approssimativi e previsti dalla teoria VSEPR nella seguente molecola:



$$\alpha : 109.5^\circ$$

$$\beta : 120^\circ$$

$$\gamma : 180^\circ$$

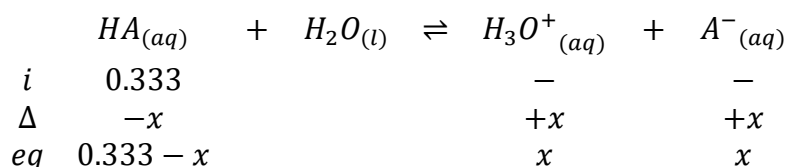
Esercizio 4. Calcolare il pH di una soluzione di un acido debole HA (PM = 60 g/mol) ottenuta sciogliendo 40.0 g di acido in 2 L di acqua.

$$[K_a \text{ HA} = 2.5 \times 10^{-3}]$$

Innanzitutto è necessario calcolare la concentrazione molare dell'acido debole:

$$\begin{aligned} \text{moli HA} &= \frac{g \text{ HA}}{MW \text{ HA}} = \frac{40.0}{60.0} = 0.667 \text{ mol} \\ [HA] &= \frac{\text{moli HA}}{V_{\text{soluzione}}} = \frac{0.667 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0.333 \text{ M} \end{aligned}$$

Procediamo ora con lo scrivere lo specchietto riassuntivo della reazione di dissociazione di HA in acqua:



Sostituendo i valori nella espressione per la costante di equilibrio di ottiene:

$$K_a = 2.5 \times 10^{-3} = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} = \frac{x^2}{0.333 - x}$$

Se si approssima la x a denominatore si ottiene:

$$2.5 \times 10^{-3} = \frac{x^2}{0.333 - x} \Rightarrow x = \sqrt{2.5 \times 10^{-3} \times 0.333} = 2.885 \times 10^{-2} \text{ M}$$

Il valore ottenuto non è però maggiore dell'1% di 0.333 (3.33×10^{-3}) quindi è più corretto risolvere l'equazione di secondo grado.

Si ottiene quindi:

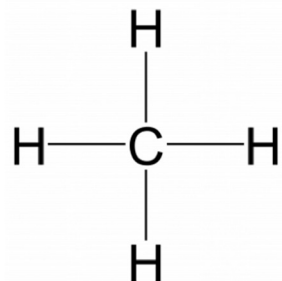
$$x = 2.763 \times 10^{-2} \text{ M}$$

La $[H_3O^+]$ è uguale a x quindi:

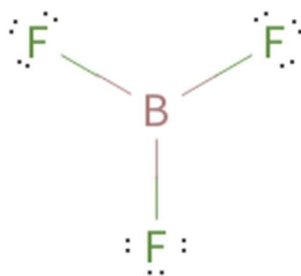
$$pH = -\log_{10}[H_3O^+] = -\log_{10} 2.763 \times 10^{-2} = 1.56$$

Esercizio 5. Scrivere le formule di Lewis delle seguenti sostanze:

- CH_4



- BF_3



- NO_2

