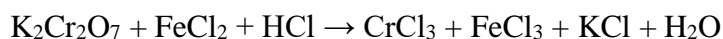


FACOLTÀ DI FARMACIA E MEDICINA
Prova scritta di Chimica Generale ed Inorganica 11 luglio 2023

COMPITO 1

Esercizio 1-1

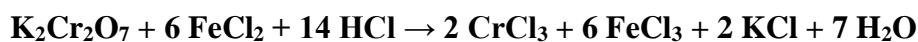
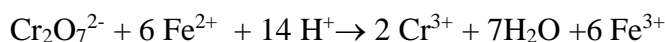
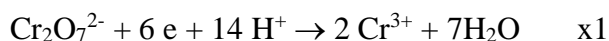
Bilanciare la seguente reazione utilizzando il metodo delle semi-reazioni:



Calcolare quanti g di CrCl_3 si ottengono quando 0,50 g di FeCl_2 vengono sciolti in 1,80 mL di $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0,3 M, in eccesso di HCl.

P.A.(u.m.a.): Cr=52,0; Fe=55,8; Cl=35,5

Svolgimento:



$$n \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7: M \cdot V = 0,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,00180 \text{ L} = 5,40 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n \text{FeCl}_2: g/\text{PM} = 0,50 \text{ g}/126,8 \text{ g mol}^{-1} = 3,94 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$1 : 6 = 5,40 \cdot 10^{-4} : x \quad x = 3,24 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \quad \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \text{ è il reagente limitante}$$

$$1 : 2 = 5,40 \cdot 10^{-4} : y$$

$$y = 1,08 \cdot 10^{-3} \text{ mol CrCl}_3 \text{ pari a } g = n \cdot \text{PM} = 1,08 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 158,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = \mathbf{1,71 \cdot 10^{-1} \text{ g}}$$

Esercizio 1-2

Una miscela solida è formata per il 60,1% in peso da CaCl_2 e per la restante parte da AlBr_3 . Calcolare in quanti mL di acqua bisogna sciogliere 10,2 g della suddetta miscela affinché la soluzione risultante abbia una temperatura di ebollizione di $100,73^\circ\text{C}$. Calcolare, inoltre, la pressione osmotica della medesima soluzione, sapendo che alla temperatura di 25°C la densità è $1,250 \text{ g/ml}$.

$$K_{eb}(\text{H}_2\text{O}) = 0,512^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mole}$$

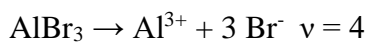
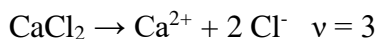
$$P.A.(u.m.a.): \text{Ca} = 40,0; \text{Cl} = 35,5; \text{Al} = 27,0; \text{Br} = 80,0$$

Svolgimento:

In 10,2 g di miscela:

$$\text{Moli di } \text{CaCl}_2 = (\text{gtot} \times \%) / (\text{PM} \times 100) = (10,2 \times 60,1) / (111 \times 100) = 0,0552 \text{ moli}$$

$$\text{Moli di } \text{AlBr}_3 = (\text{gtot} \times \%) / (\text{PM} \times 100) = [10,2 \times (100-60,1)] / (267 \times 100) = 0,0152 \text{ moli}$$



$$\Delta T_{eb} = K_{eb} \text{H}_2\text{O} \times m = K_{eb} \text{H}_2\text{O} \times \frac{[(n \text{CaCl}_2 \times 3) + (n \text{AlBr}_3 \times 4)]}{\text{Kg H}_2\text{O}}$$

$$(100,73-100,00) = 0,512 \times \frac{[(0,0552 \times 3) + (0,0152 \times 4)]}{\text{Kg H}_2\text{O}}$$

$$\text{Kg H}_2\text{O} = 0,159 \text{ Kg} = 159 \text{ g} = 159 \text{ mL}$$

$$g_{\text{soluzione}} = g_{\text{soluto}} + g_{\text{solvente}} = 10,2 + 159 = 169,2 \text{ g}$$

$$V_{\text{soluzione}} = g_{\text{soluzione}} / d = 169,2 / 1,250 = 135,4 \text{ mL}$$

$$\pi = \text{MRT} = \frac{(0,0552 \times 3) + (0,0152 \times 4)}{0,1354} \times 0,0821 \times 298 = 40,9 \text{ atm}$$

Esercizio 1-3

Si intende mescolare un volume di 200 mL di una soluzione 0,300 M di $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ con 300 mL di una soluzione 0,200 M di CaI_2 . Determinare se si osserverà la formazione di un precipitato e le concentrazioni di Pb^{2+} e I^- nella soluzione finale. Considerare additivi i volumi.

$$K_s(\text{PbI}_2) = 8,5 \times 10^{-9}$$

Svolgimento:

Determiniamo se si forma un precipitato:

$$[\text{Pb}^{2+}]_i = 0,200 \times 0,300 / (0,300 + 0,200) = 0,12 \text{ M}$$

$$[\text{I}^-]_i = 0,300 \times 0,200 \times 2 / (0,300 + 0,200) = 0,24 \text{ M}$$

$$Q = [\text{Pb}^{2+}]_i [\text{I}^-]_i^2 = 6,91 \times 10^{-3} > K_s \Rightarrow \text{PbI}_2 \text{ precipita}$$

Determiniamo ora le concentrazioni dei due ioni Pb^{2+} e I^-

$$n \text{ Pb}(\text{NO}_3)_2 = 0,200 \times 0,300 = 0,060 \text{ mol}$$

$$n \text{ CaI}_2 = 0,300 \times 0,200 = 0,060 \text{ mol}$$

	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	+	CaI_2	\rightarrow	$\text{PbI}_2 \downarrow$	+	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
i	0,060		0,060		-		-
f	-		-		0,060		0,060

$$K_s = 4s^3 \Rightarrow s = (K_s/4)^{1/3} = 1,29 \times 10^{-3}$$

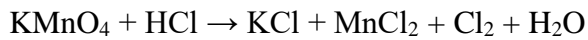
$$[\text{Pb}^{2+}] = s = 1,29 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{I}^-] = 2s = 2,58 \times 10^{-3} \text{ M}$$

COMPITO 2

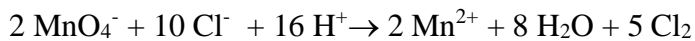
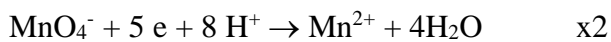
Esercizio 2-1

Bilanciare la seguente reazione utilizzando il metodo delle semi-reazioni:



Calcolare quanti litri di Cl_2 gassoso misurati a 25°C e $1,0 \text{ atm}$ si ottengono quando $25,0 \text{ mL}$ di KMnO_4 $0,20 \text{ M}$ vengono mescolati con $80,0 \text{ mL}$ di HCl $0,15 \text{ M}$.

Svolgimento:



$$n \text{KMnO}_4: M \cdot V = 0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,0250 \text{ L} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n \text{HCl}: M \cdot V = 0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,0800 \text{ L} = 0,012 \text{ mol}$$

$$1 : 8 = 5,0 \cdot 10^{-3} : x \quad x = 4,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \quad \text{HCl è il reagente limitante}$$

$$16 : 5 = 0,012 : y \quad y = 3,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol Cl}_2$$

$$\text{pari a } V \text{Cl}_2 = nRT/P = 3,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 0,0821 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K} / 1,0 \text{ atm} = \mathbf{9,17 \cdot 10^{-2} \text{ L}}$$

Esercizio 2-2

Una miscela solida del peso di 28,4 g è formata da 12,0 g di $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ e per la restante parte da KCl . Alla temperatura di 25°C , la suddetta miscela viene sciolta in 1,0 kg di acqua ottenendo una soluzione avente densità di 1,12 g/mL. Calcolare la pressione osmotica e la temperatura di congelamento di questa soluzione.

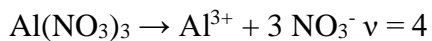
$$K_{cr}(\text{H}_2\text{O}) = 1,86^\circ\text{C}\cdot\text{kg}/\text{mole}$$

$$P.A.(u.m.a.): K = 39,1; Al = 27,0; N = 14,0; Cl = 35,5; O = 16,0$$

Svolgimento:

$$\text{moli di } \text{Al}(\text{NO}_3)_3 = \text{g}/\text{PM} = 12,0 / 213 = 0,0563$$

$$\text{moli di } \text{KCl} = \text{g}/\text{PM} = (28,4 - 12,0) / 74,6 = 0,220$$



$$V_{\text{soluzione}} = \text{g}_{\text{soluzione}} / d = (28,4 + 1000) / 1,12 = 918,2 \text{ mL}$$

$$\pi = \text{MRT} = \frac{(n \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \times 4) + (n \text{KCl} \times 2) \text{ RT}}{V \text{ sol.}}$$

$$\pi = \frac{[(0,0563 \times 4) + (0,220 \times 2)] \times 0,0821 \times 298}{0,9182} = 17,7 \text{ atm}$$

$$\Delta T_{\text{cr}} = K_{\text{cr}} \text{H}_2\text{O} \times m = 1,86 \times \frac{[(0,0563 \times 4) + (0,220 \times 2)]}{1,0} = 1,24^\circ\text{C}$$

$$T_{\text{cr}} = -1,24^\circ\text{C}$$

Esercizio 2-3

Si intende mescolare un volume di 400 mL di una soluzione 0,200 M di AgNO_3 con 350 mL di una soluzione 0,200 M di Na_2CrO_4 . Determinare se si osserverà la formazione di un precipitato e le concentrazioni di Ag^+ e CrO_4^{2-} nella soluzione finale. Considerare additivi i volumi.

$$K_s(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 1,1 \times 10^{-12}$$

Svolgimento:

Determiniamo se si forma un precipitato:

$$[\text{Ag}^+]_i = 0,400 \times 0,200 / (0,400+0,350) = 0,107 \text{ M}$$

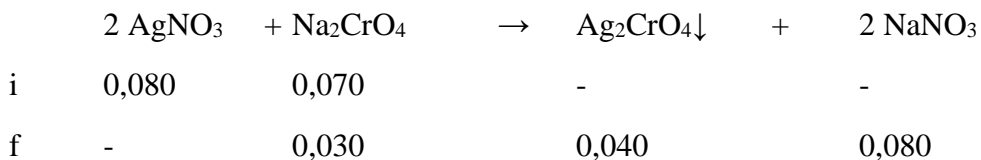
$$[\text{CrO}_4^{2-}]_i = 0,350 \times 0,200 / (0,400+0,350) = 0,093 \text{ M}$$

$$Q = [\text{Ag}^+]_i^2 [\text{CrO}_4^{2-}]_i = 1,07 \times 10^{-3} > K_s \Rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4 \text{ precipita}$$

Determiniamo ora le concentrazioni dei due ioni Ag^+ e CrO_4^{2-}

$$n \text{ AgNO}_3 = 0,400 \times 0,200 = 0,080 \text{ mol}$$

$$n \text{ Na}_2\text{CrO}_4 = 0,350 \times 0,200 = 0,070 \text{ mol}$$



$$K_s = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}] = [\text{Ag}^+]^2 ((0,030/0,750)+s) \approx [\text{Ag}^+]^2 \times 0,040$$

$$[\text{Ag}^+] = (K_s/0,040)^{1/2} = 5,24 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$[\text{CrO}_4^{2-}] \approx [\text{Na}_2\text{CrO}_4] \approx 0,040 \text{ M}$$