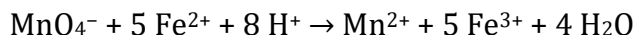


Esercizio 1

La reazione redox bilanciata tra ione permanganato e Fe(II) in ambiente acido è:



Masse molari di KMnO_4 e FeSO_4 :

$$\text{KMnO}_4 = 158.0 \text{ g/mol}$$

$$\text{FeSO}_4 = 151.9 \text{ g/mol}$$

$$\text{moli di FeSO}_4 = 3.81 \text{ g} / 151.9 \text{ g/mol} = 0.0251 \text{ mol}$$

moli di KMnO_4 necessarie (rapporto stechiometrico 1:5):

$$\text{moli di KMnO}_4 = 0.0251 \text{ mol} / 5 = 5.02 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

concentrazione molare di KMnO_4 (31.6 g/L):

$$[\text{KMnO}_4] = 31.6 \text{ g/L} / 158.0 \text{ g/mol} = 0.200 \text{ M}$$

volume di soluzione di KMnO_4 necessaria:

$$V = 5.02 \times 10^{-3} \text{ mol} / 0.200 \text{ mol/L} = 2.51 \times 10^{-2} \text{ L} = 25.1 \text{ mL}$$

Esercizio 2

m della soluzione di glicole:

$$\Delta T = i \times m \times K_{cr}$$

$$3.15 \text{ }^\circ\text{C} = 1 \times m \times 1.86 \text{ }^\circ\text{C kg/mol}$$

$$m = 1.69 \text{ mol/kg}$$

massa molare del glicole propilenico $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_2\text{OH} = 76.09 \text{ g/mol}$

massa di glicole propilenico = $1.69 \text{ mol} \times 76.09 \text{ g/mol} = 129 \text{ g}$ in 1000 g di solvente

massa totale della soluzione = $1000 \text{ g} + 129 \text{ g} = 1129 \text{ g}$

percentuale in peso del glicole propilenico = $100 \times 129 \text{ g} / 1129 \text{ g} = 11.4 \%$

Esercizio 3

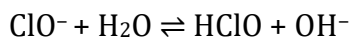
massa molare di $\text{NaClO} = 74.44 \text{ g/mol}$

moli di $\text{NaClO} = 25.4 \text{ g} / 74.44 \text{ g/mol} = 0.341 \text{ mol}$

$$[\text{NaClO}] = 0.341 \text{ mol} / 0.900 \text{ L} = 0.379 \text{ M}$$

La K_b di ClO^- si calcola dalla K_a dell'acido ipocloroso ($K_a = 3.9 \times 10^{-8}$):

$$K_b = K_w / K_a = 1.0 \times 10^{-14} / 3.9 \times 10^{-8} = 2.56 \times 10^{-7}$$



i	0.379	-	-
Δ	- x	+ x	+ x
eq	0.379 - x	x	x

$$[\text{HClO}] = [\text{OH}^-] = x$$

$$2.56 \times 10^{-7} = \frac{x^2}{0.379 - x}$$

Si può provare ad approssimare la x e si ottiene:

$$2.56 \times 10^{-7} = \frac{x^2}{0.379}$$

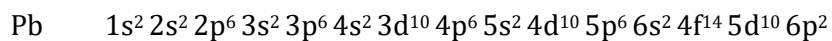
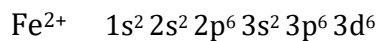
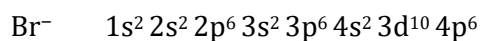
$$x = [\text{OH}^-] = 3.11 \times 10^{-4}$$

Il valore è minore dell' 1% di 0.379 quindi l'approssimazione è accettabile.

$$[\text{H}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14} / 3.11 \times 10^{-4} = 3.21 \times 10^{-11} \text{ M}$$

$$\text{pH} = \log_{10}[\text{H}^+] = 10.49$$

Esercizio 4



Esercizio 5

- destra
- sinistra
- destra