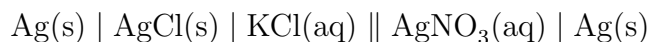


Data la seguente cella elettrochimica (galvanica):

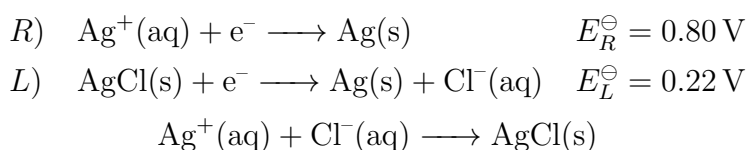


calcolare il potenziale elettrico generato quando la concentrazione del cloruro di potassio è  $0.50 \text{ mol kg}^{-1}$  e quella del nitrato d'argento è  $0.80 \text{ mol kg}^{-1}$ .

$$[E_L^\ominus = 0.22 \text{ V} \quad ; \quad E_R^\ominus = 0.80 \text{ V}]$$

Risoluzione

Le semireazioni di destra e sinistra e la reazione di cella sono le seguenti:



Nell'elettrodo di destra si ha:

$$I = \frac{1}{2} \sum_i m_i z_i^2 = \frac{1}{2} (0.80 \times 1^2 + 0.80 \times 1^2) = 0.80$$

$$\log \gamma_{\pm} = - |1 \times 1| \times 0.509 \times \sqrt{0.80} = -0.4553 \quad \implies \quad \gamma_{\pm} = 0.35$$

mentre nell'elettrodo a sinistra si ottiene:

$$I = \frac{1}{2} (0.50 \times 1^2 + 0.50 \times 1^2) = 0.50$$

$$\log \gamma_{\pm} = - |1 \times 1| \times 0.509 \times \sqrt{0.50} = -0.3599 \quad \implies \quad \gamma_{\pm} = 0.44$$

L'equazione di Nernst

$$E = E_R^\ominus - E_L^\ominus - \frac{RT}{F} \ln \left( \frac{1}{a_{\text{Ag}^+} a_{\text{Cl}^-}} \right)$$

e poiché l'attività è definita come  $a_i = \gamma_{\pm} m_i$  si ha

$$E = 0.80 \text{ (V)} - 0.22 \text{ (V)} - 0.0257 \text{ (V)} \times \ln \left( \frac{1}{0.35 \times 0.80 \times 0.44 \times 0.50} \right)$$

$$E = \mathbf{0.51 \text{ V}}$$