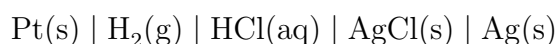


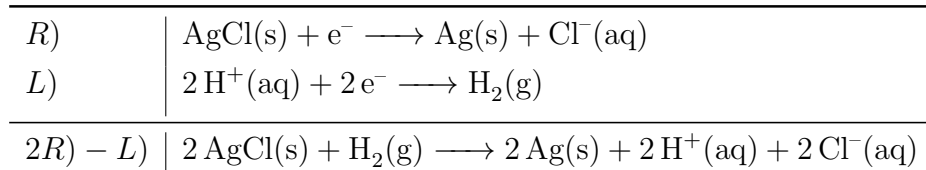
Considerate la seguente cella elettrochimica (galvanica):



dove la fugacità dell'idrogeno è pari alla  $P^\ominus$  e l'acido cloridrico ha la seguente concentrazione, di  $0.01 \text{ mol kg}^{-1}$ . Il potenziale elettrico di questa cella è  $0.4658 \text{ V}$ . Scrivere la reazione di cella e calcolare il potenziale elettrico standard dell'elettrodo di destra,  $E_R^\ominus$ .

### Risoluzione

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



Da cui risulta  $\nu = 2$  per cui l'equazione di Nernst diventa:

$$E = E_R^\ominus - E_L^\ominus - \frac{RT}{2F} \ln \left( \frac{a_{\text{H}^+}^2 \cdot a_{\text{Cl}^-}^2}{f_{\text{H}_2}/P^\ominus} \right)$$

Poiché  $E_L^\ominus = 0$ ,  $f_{\text{H}_2} = P^\ominus$  e  $a_i = \gamma_\pm m_i$  si ha:

$$E = E_R^\ominus - \frac{RT}{F} \ln (\gamma_\pm m_{\text{H}^+} \cdot \gamma_\pm m_{\text{Cl}^-})$$

Poiché l'HCl è completamente dissociato, la forza ionica sarà:

$$I = \frac{1}{2} \sum_i m_i z_i^2 = \frac{1}{2} [0.01 \times 1^2 + 0.01 \times 1^2] = 0.01$$

Con il seguente coefficiente di attività medio valido sia per  $\text{H}^+$  che per  $\text{Cl}^-$ :

$$\begin{aligned} \log \gamma_\pm &= - |z_+ \cdot z_-| \times 0.509 \times \sqrt{I} = -0.509 \times \sqrt{0.01} \\ \gamma_\pm &= 10^{(-0.509 \times \sqrt{0.01})} = 0.88941 \end{aligned}$$

Il potenziale standard dell'elettrodo di destra sarà:

$$\begin{aligned} E_R^\ominus &= E + \frac{RT}{F} \ln (\gamma_\pm m_{\text{H}^+} \cdot \gamma_\pm m_{\text{Cl}^-}) \\ E_R^\ominus &= 0.4658 \text{ (V)} + 0.0257 \text{ (V)} \times \ln (0.88941^2 \times 0.01^2) \end{aligned}$$

$$E_R^\ominus = \mathbf{0.2231 \text{ V}}$$