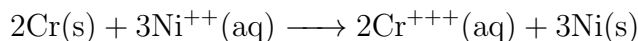


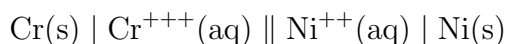
Sapendo il potenziale standard di riduzione delle semireazioni agli elettrodi $E^\ominus[\text{Cr}^{+++}(\text{aq})/\text{Cr}(\text{s})] = -0.74 \text{ V}$ e $E^\ominus[\text{Ni}^{++}(\text{aq})/\text{Ni}(\text{s})] = -0.23 \text{ V}$ progettare una cella elettrochimica in cui abbia luogo la seguente reazione:



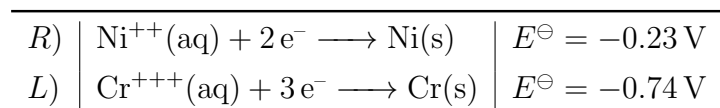
e calcolare E , E^\ominus e ΔG . Le attività sono le seguenti: $a_{\text{Cr}^{+++}} = 0.030$ e $a_{\text{Ni}^{++}} = 0.015$.

Risoluzione

La cella elettrochimica corrispondente alla reazione di cui sopra può essere schematizzata come segue:



con le seguenti semireazioni agli elettrodi:



Si ha quindi $\nu = 6$. Il potenziale standard della cella è il seguente:

$$E^\ominus = E_R^\ominus - E_L^\ominus = -0.23 \text{ (V)} - [-0.74 \text{ (V)}] = \mathbf{0.51 \text{ V}}$$

e l'equazione di Nernst diventa:

$$E = E^\ominus - \frac{RT}{6F} \ln \left(\frac{a_{\text{Cr}^{+++}}^2}{a_{\text{Ni}^{++}}^3} \right)$$

$$E = 0.51 \text{ (V)} - \frac{0.0257 \text{ (V)}}{6} \times \ln \left(\frac{0.030^2}{0.015^3} \right)$$

$$E = \mathbf{0.4861 \text{ V}}$$

La funzione di Gibbs:

$$\Delta G = -\nu F E = -6 \text{ (mol)} \times 96485 \text{ (C mol}^{-1}\text{)} \times 0.4861 \text{ (V)}$$

$$\Delta G = \mathbf{-281408.15 \text{ J} = -281.41 \text{ kJ}}$$