

Anvendelse av Nernst-likningen i elektrokjemi - løsningsforslag

Oppgave 1: Beregning av reelt cellepotensial

- a. Ag^+ blir redusert, Fe(s) blir oksidert.
[Standard cellepotensial er $E^\circ_{\text{celle}} = 0,80 - (-0,44) = 1,24 \text{ V}$]
- b. Balansert likning er $2 \text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{Fe(s)} \leftrightarrow 2 \text{Ag(s)} + \text{Fe}^{2+} (\text{aq})$, så dermed blir $n = 2$ og $Q = [\text{Fe}^{2+}]/[\text{Ag}^+]^2 = 0,010 / 0,80^2$ og videre

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln(Q) = 1,24 - \frac{8,314 \cdot 298}{2 \cdot 96485} \ln\left(\frac{0,010}{0,80^2}\right)$$

c.

$$E = 1,24 - \frac{8,314 \cdot 298}{2 \cdot 96485} \ln(0,015625) = 1,24 - (-0,053) = 1,293 \text{ V}$$

Oppgave 2: Ulike parametre som påvirker cellepotensial

- a. Ag^+ blir redusert, Cu(s) blir oksidert.
[Standard cellepotensial er $E^\circ_{\text{celle}} = 0,80 - (0,34) = 0,46 \text{ V}$]
- b. Balansert likning er $2 \text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{Cu(s)} \leftrightarrow 2 \text{Ag(s)} + \text{Cu}^{2+} (\text{aq})$, $n = 2$.
- c. $Q = [\text{Cu}^{2+}]/[\text{Ag}^+]^2$
- d.
- $$E = 0,46 - \frac{8,314 \cdot 298}{2 \cdot 96485} \ln\left(\frac{0,005}{0,80^2}\right) = 0,46 - (-0,062) = 0,522 \text{ V}$$
- e. Dersom T øker vil det siste leddet få en større negativ verdi og spenningen vil øke.
- f. Med like mye kloridioner som sølvioner (0,80 M for begge to) før utfelling, betyr det at likevektsskonsentrasjonen av begge ionene er lik. Dermed følger det fra definisjon av løselighetsproduktet $[\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = K_{\text{sp}}$ at $[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = \sqrt{K_{\text{sp}}}$ og dermed $[\text{Ag}^+] = 1,33 \cdot 10^{-5} \text{ M}$.
- g. Det er kun konsentrasjonen av sølvioner som endrer seg, $[\text{Cu}^{2+}]$ er fremdeles 0,050 M. Når nevneren i Q blir mindre, vil Q bli større, og siden $\ln(x)$ er en voksende funksjon vil også $\ln Q$ øke i verdi. I deloppgave d var $Q < 1$ og dermed $\ln Q < 0$, men

nå vil Q faktisk blir større enn 1, og dermed vil også $\ln Q > 0$, og det siste leddet i Nernst-likningen skifter fortegn og blir positivt! Da blir spenningen lavere!

$$E = 0,46 - \frac{8,314 \cdot 298}{2 \cdot 96485} \ln\left(\frac{0,005}{(1,33 \cdot 10^{-5})^2}\right)$$

$$= 0,46 - 0,01284 \cdot 17,1572 = 0,24 \text{ V}$$

Oppgave 3: Bruk av Nernst-likningen for å bestemme pH

- a. Vi setter informasjonen inn i Nernst-likningen;

$$0,059 = 0 - \frac{8,314 \cdot 298,15}{2 \cdot 96485} \ln\left(\frac{1}{[H^+]^2}\right)$$

Løser vi denne likningen med hensyn på $[H^+]$ får vi

$$\ln([H^+]^2) = 0,059 \cdot \frac{2 \cdot 96485}{8,314 \cdot 298,15} = 4,593$$

$$[H^+] = e^{2,2965} = 9,939$$

- b.

$$pH = -\log[H^+] = -0,997 \approx -1$$

(Det stemmer med vår forventning om at når pH er lavere enn for referanse-elektroden (som har $pH = 0$ siden $[H^+] = 1 \text{ M}$) så vil en høyere $[H^+]$ – og dermed pH lavere enn 0 – føre til at halvreaksjonen får et positivt potensial siden den skyves mot høyre når $E_{\text{red}} > 0$).