

Nernst Gleichung_Übungen

- a) **Zelldiagramm:** $\text{Zn} / \text{Zn}^{2+} (0,35 \text{ mol/l}) // \text{Cu}^{2+} (0,2 \text{ mol/l}) / \text{Cu}$
- b) **Zelldiagramm:** $\text{Ag} / \text{Ag}^+ (0,01 \text{ mol/l}) // \text{Ag}^+ (0,001 \text{ mol/l}) / \text{Ag}$
- c) **Zelldiagramm:** $\text{Fe} / \text{Fe}^{2+} (0,01 \text{ mol/l}) // \text{Cl}^- (0,2 \text{ mol/l}) / \text{Cl}$
- d) Berechne das Redoxpotenzial einer 0,05 molaren Kaliumdichromatlösung mit einem pH-Wert von 2. Diese enthält eine Cr^{3+} konzenztration von 0,2 mol/l. es handelt sich um eine saure Lösung.

Nernst Gleichung_Lösungen

a) Zelldiagramm: Zn / Zn²⁺ (0,35 mol/l) // Cu²⁺ (0,2 mol/l) / Cu

$$E_{\text{Donator}} = -0,76\text{V} + \frac{0,059}{2} \times \log \left(\frac{0,35}{1} \right) = -0,733 \text{ V}$$

$$E_{\text{Akzeptor}} = 0,34\text{V} + \frac{0,059}{2} \times \log \left(\frac{0,2}{1} \right) = 0,319 \text{ V}$$

$$\Delta E = 0,319\text{V} - (-0,733)\text{V} = 1,092\text{V}$$

Zur Vereinfachung kann auch auf dem Bruchstrich 0,059 stehen. Diese stellt die Ausgerechnete Form dar von der allgemeinen Gaskonstante mal der Temperatur und durch die Faraday Konstante.

b) Zelldiagramm: Ag / Ag⁺ (0,01 mol/l) // Ag⁺ (0,001 mol/l) / Ag

$$E_{\text{Donator}} = 0,8\text{V} + \frac{0,059}{1} \times \log \left(\frac{0,001}{1} \right) = 0,623 \text{ V}$$

$$E_{\text{Akzeptor}} = 0,34 + \frac{0,059}{2} \times \log \left(\frac{0,01}{1} \right) = 0,682 \text{ V}$$

$$\Delta E = 0,682\text{V} - 0,623\text{V} = 0,059\text{V}$$

c) **Zelldiagramm:** Fe / Fe²⁺ (0,01 mol/l) // Cl⁻ (0,2 mol/l) / Cl

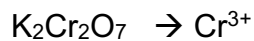
$$E_{\text{Donator}} = -0,40\text{V} + \frac{0,059}{2} \times \log \left(\frac{0,01}{1} \right) = -0,459 \text{ V}$$

$$E_{\text{Akzeptor}} = 1,36\text{V} + \frac{0,059}{2} \times \log \left(\frac{1}{0,2^2} \right) = 1,401 \text{ V}$$

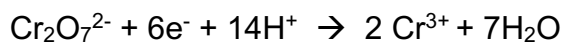
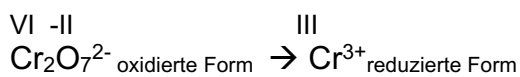
gedreht, da es sich um Eisen²⁺ und Chlor⁻ handelt

$$\Delta E = 1,401\text{V} - (-0,459)\text{V} = 1,86\text{V}$$

d) Berechne das Redoxpotenzial einer 0,05 molaren Kaliumdichromatlösung mit einem pH-Wert von 2. Diese enthält eine Cr³⁺ konzenztration von 0,2 mol/l. es handelt sich um eine saure Lösung.



Reduktion:



$$E = 1,33\text{V} + \frac{0,059}{6} \times \log \left(\frac{(0,01)^{14} \times 0,05}{0,2^2} \right) = 1,0556 \text{ V}$$

$$10^{-2} = 0,01 \rightarrow c(\text{H}^+)$$