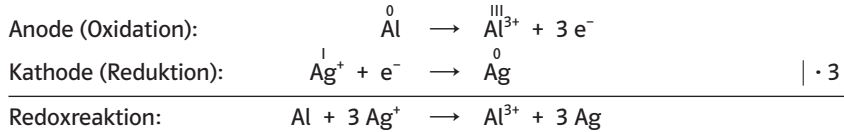


7 Elektrochemie

7.25 Durchblick Zusammenfassung und Übung

Zu den Aufgaben

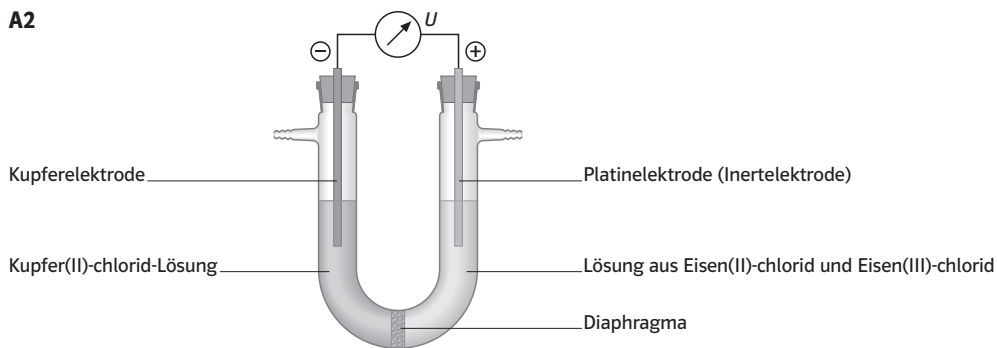
A1 Da sich die Metalle berühren, bildet sich ein kurzgeschlossenes galvanisches Element:



Das unedlere Metall Aluminium wird oxidiert, die Silberionen werden reduziert.

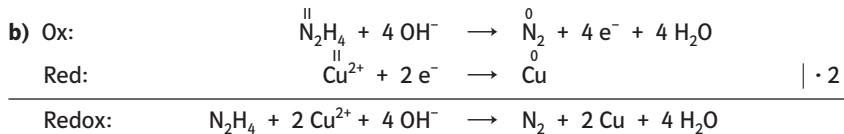
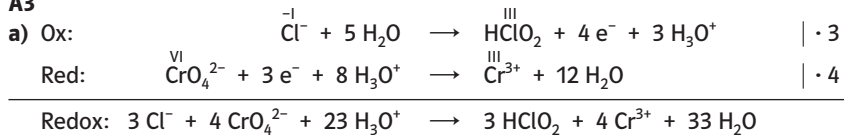
Hinweis: Es bildet sich formal Aluminiumsulfid; dessen Sulfidionen reagieren jedoch mit Wasser in einer Säure-Base-Reaktion zu Schwefelwasserstoff. Deshalb kann es beim Silberputzen nach dieser Methode ein wenig stinken: $\text{S}^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + 2 \text{OH}^-$

A2



Das $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$ -Halbelement besteht aus einer Lösung, die Fe^{2+} - und Fe^{3+} -Ionen enthält, in die eine Platinelektrode als Inertelektrode eintaucht.

A3



A4

a) Bei Standardbedingungen findet die Reaktion statt. Begründung: Chlor ist ein stärkeres Oxidationsmittel als Iod: $E^0(\text{Cl}^-/\text{Cl}_2) > E^0(\text{I}^-/\text{I}_2)$

Hinweis: Reaktionsgleichung: $2 \text{I}^- + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{Cl}^-$

b) Bei Standardbedingungen findet die Reaktion nicht statt ($\text{Ag} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow$ keine Reaktion). Begründung: Silber ist ein schwächeres Reduktionsmittel als Wasserstoff: $E^0(\text{Ag}/\text{Ag}^+) > E^0(\text{H}_2/\text{H}_3\text{O}^+)$

A5 Berechnung von $E(\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-)$ nach der Gleichung in Kap. 7.10, B1 im Schülerbuch:

$$E(\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-) = E^0(\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-) + \frac{0,059\text{V}}{5} \cdot \lg \frac{\{c(\text{MnO}_4^-)\} \cdot \{c^8(\text{H}_3\text{O}^+)\}}{\{c(\text{Mn}^{2+})\}}$$

$$E^0(\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-) = +1,49\text{V} \quad \text{und} \quad \{c(\text{MnO}_4^-)\} = \{c(\text{Mn}^{2+})\} = 1 \quad \text{und} \quad \{c^8(\text{H}_3\text{O}^+)\} = 10^{-8\text{pH}} = 10^{-24}$$

$$\Rightarrow E(\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-) = +1,49\text{V} + \frac{0,059\text{V}}{5} \cdot \lg 10^{-24} = +1,49\text{V} - 0,28\text{V} = +1,21\text{V}$$

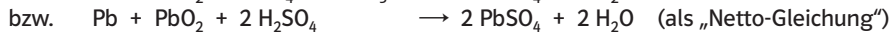
$$\text{Da } c(\text{Br}^- = 1\text{ mol/l}) \text{ ist, gilt: } E(\text{Br}^-/\text{Br}_2) = E^0(\text{Br}^-/\text{Br}_2) = +1,07\text{V}$$

$E(\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-) > E(\text{Br}^-/\text{Br}_2) \Rightarrow$ Die Reaktion findet statt.



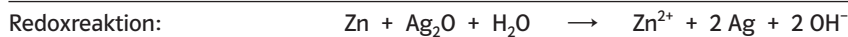
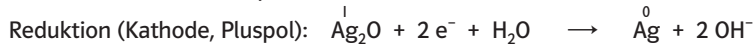
A6 Werden die mit Kupfernieten verbundenen Eisenbleche nass, entsteht an jeder Berührungsstelle zwischen Eisen und Kupfer ein Lokalelement. Die Eisenbleche korrodieren.

A7 Beim Entladen eines Bleiakкумуляtors wird Schwefelsäure verbraucht und Wasser gebildet:

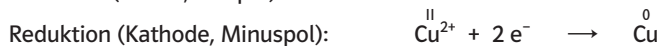


Je stärker der Bleiakкумуляtor entladen ist, desto kleiner ist der Schwefelsäuregehalt der Batteriesäure. Da die Dichte der Batteriesäure vom Schwefelsäuregehalt abhängt, kann durch Messung der Dichte indirekt der Ladezustand bestimmt werden.

A8



A9



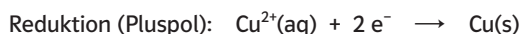
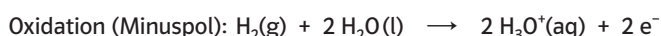
Hinweis: Die Gesamtreaktion macht deutlich, dass die Edukte und Produkte gleich sind, d.h., aus chemischer Sicht ändert sich insgesamt „nichts“. Das abgeschiedene Kupfer („Elektrolytkupfer“) ist jedoch aus den folgenden Gründen sehr rein:

- Uedlere Metalle werden zwar an der Anode oxidiert, aber an der Kathode nicht abgeschieden.
- Edlere Metalle werden nicht oxidiert und sinken als „Anodenschlamm“ ab, aus dem in nachgeschalteten Prozessen die Edelmetalle gewonnen werden.

A10

10.1

Versuch 1: $\text{Pt}/\text{H}_2/\text{H}_3\text{O}^+(\text{pH}=1) // \text{Cu}^{2+}(c=0,1\text{ mol/l})/\text{Cu}$



Versuch 2: Pt/H₂/H₃O⁺(pH=1)//Zn²⁺(c=0,1 mol/l)/Zn

Reduktion (Pluspol): 2 H₃O⁺(aq) + 2 e⁻ → H₂(g) + 2 H₂O(l)

Oxidation (Minuspol): Zn(s) → Zn²⁺(aq) + 2 e⁻

Versuch 3: Pt/H₂/H₃O⁺(pH=1)//OH⁻(pH=12)/O₂/Pt

Oxidation (Minuspol): H₂(g) + 2 H₂O(l) → 2 H₃O⁺(aq) + 2 e⁻

Reduktion (Pluspol): O₂(g) + 2 H₂O(l) + 4 e⁻ → 4 OH⁻(aq)

Versuch 4: Pt/H₂/H₃O⁺(pH=1)//Fe²⁺(c=0,1 mol/l)//Fe³⁺(c=0,01 mol/l)/Pt

Oxidation (Minuspol): H₂(g) + 2 H₂O(l) → 2 H₃O⁺(aq) + 2 e⁻

Reduktion (Pluspol): Fe³⁺(aq) + e⁻ → Fe²⁺(aq)

10.2

$$E(\text{H}_2/\text{H}_3\text{O}^+) = E^0(\text{H}_2/\text{H}_3\text{O}^+) + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \cdot \lg \{c_2(\text{H}_3\text{O}^+)\} = 0,059 \text{ V} \cdot \lg \{c(\text{H}_3\text{O}^+)\} = -0,059 \text{ V} \cdot \text{pH}$$

$$E(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) = E^0(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \cdot \lg \{c(\text{Cu}^{2+})\}$$

$$E(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) = E^0(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \cdot \lg \{c(\text{Zn}^{2+})\}$$

$$\begin{aligned} E(\text{OH}^-/\text{O}_2) &= E^0(\text{OH}^-/\text{O}_2) + \frac{0,059 \text{ V}}{4} \cdot \lg \frac{1}{\{c_4(\text{OH}^-)\}} = E^0(\text{OH}^-/\text{O}_2) - 0,059 \text{ V} \cdot \lg \{c(\text{OH}^-)\} \\ &= E^0(\text{OH}^-/\text{O}_2) + 0,059 \text{ V} \cdot \text{pOH} \\ &= E^0(\text{OH}^-/\text{O}_2) + 0,059 \text{ V} \cdot (14 - \text{pH}) \end{aligned}$$

$$E(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}) = E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}) + \frac{0,059 \text{ V}}{1} \cdot \lg \frac{\{c(\text{Fe}^{3+})\}}{\{c(\text{Fe}^{2+})\}}$$

10.3

$$E(\text{H}_2/\text{H}_3\text{O}^+) = -0,059 \text{ V} \cdot 1 \approx -0,06 \text{ V}$$

$$E(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) = 0,34 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \cdot \lg 0,1 \approx 0,31 \text{ V}$$

$$E(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) = -0,76 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \cdot \lg 0,1 \approx -0,79 \text{ V}$$

$$E(\text{OH}^-/\text{O}_2) = 0,40 \text{ V} + 0,059 \text{ V} \cdot (14 - 12) \approx 0,52 \text{ V}$$

$$E(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}) = 0,77 \text{ V} + 0,059 \text{ V} \cdot \lg \frac{0,01}{0,1} \approx 0,71 \text{ V}$$

Versuch 1: Pt/H₂/H₃O⁺(pH=1)//Cu²⁺(c=0,1 mol/l)/Cu

$$\Delta E \approx 0,31 \text{ V} - (-0,06 \text{ V}) = 0,37 \text{ V}$$

Versuch 2: Pt/H₂/H₃O⁺(pH=1)//Zn²⁺(c=0,1 mol/l)/Zn

$$\Delta E \approx -0,06 \text{ V} - (-0,79 \text{ V}) = 0,73 \text{ V}$$

Versuch 3: Pt/H₂/H₃O⁺(pH=1)//OH⁻(pH=12)/O₂/Pt

$$\Delta E \approx 0,52 \text{ V} - (-0,06 \text{ V}) = 0,58 \text{ V}$$

Versuch 4: Pt/H₂/H₃O⁺(pH=1)//Fe²⁺(c=0,1 mol/l)//Fe³⁺(c=0,01 mol/l)/Pt

$$\Delta E \approx 0,71 \text{ V} - (-0,06 \text{ V}) = 0,77 \text{ V}$$