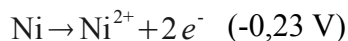
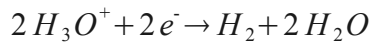


1. Welchen pH-Wert müsste eine Salzlösung mindestens haben, damit sie theoretisch Nickel auflösen würde?



Das Potential muss mindestens -0,23 V betragen



$$E^0(\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2) = 0 \text{ V}$$

$$-0,23 \text{ V} = 0 \text{ V} + 0,053 \frac{\text{V}}{2} \cdot \lg c^2(\text{H}_3\text{O}^+)$$

$$6,02 = c^2(\text{H}_3\text{O}^+)$$

$$2,45 = c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

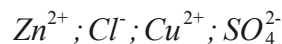
$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 1,26 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{pH} = -\lg(c(\text{H}_3\text{O}^+)) = 3,83$$

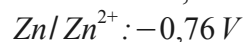
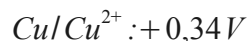
2. Zinkchlorid und Kupfersulfat (pH = 7)

$$10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{l}} : \text{OH}^-$$

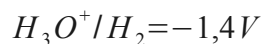
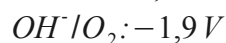
1. $10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{l}} : \text{H}_3\text{O}^+$



2. Cl^- wird Oxidiert; SO_4^{2-} wird reduziert



3. $\text{Cl}^- / \text{Cl} : +1,36 \text{ V}$



4. \rightarrow Cl und Cu scheiden sich als erstes ab

3. Berechne die Leerlaufspannung eines Konzentrationselements aus $\text{Cu} / \text{Cu}^{2+}$ mit den Konzentrationen $c_1(\text{Cu}^{2+}) = 0,8 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$; $c_2(\text{Cu}) = 0,03 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$

$$U_L = 0,059 \frac{\text{V}}{2} \cdot \lg \frac{c_1}{c_2} = 0,04 \text{ V}$$



Für Halbzellen, bei denen sowohl Reduktionsmittel als auch Oxidationsmittel gelöst ist.

$$E(M / M^{n+}) = E^0(M / M^{n+}) + \frac{0,059 \text{ V}}{n} \cdot \lg \frac{c(\text{OM})}{c(\text{RM})}$$

1. Berechne das Redoxpotential einer Fe^{2+}/Fe^{3+} - Halbzelle mit $c(Fe^{2+})=0,002 \frac{mol}{l}$ und $c(Fe^{3+})=1,000 \frac{mol}{l}$

$$E = 0,77 V + \frac{0,059}{1} \cdot \lg \frac{1,000}{0,002} = 0,77 V + 0,16 V \approx 0,93 V$$

2. Berechne die Potentialdifferenz für ein galvanisches Element aus einer Magnesiumhalbzelle $c(MgSO_4)=0,03 \frac{mol}{l}$ und einer Goldhalbzelle mit $c(AuCl_3)=0,8 \frac{mol}{l}$

Hinweis: Konzentrationen von Feststoffen sind immer 1

$$E_{Au} = \frac{0,059}{3} \cdot \lg \left(\frac{0,5}{1} \right) + 1,42 = 1,42 V$$

$$E_{Mn} = \frac{0,059}{2} \cdot \lg \left(\frac{0,03}{1} \right) - 2,38 V = -2,42 V$$

$$E_{Au} + E_{Mn} = 3,80 V$$

3. Berechne die Konzentration der Silbernitratlösung einer Silberhalbzelle, die ein Redoxpotential von 0,52 V aufweist.

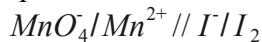
$$0,52 V = \frac{0,052}{1} \cdot \lg c \frac{(Au^+)}{c} (A) + 0,80 V$$

$$-13,04 V = \lg c \frac{(Au^+)}{c} (A)$$

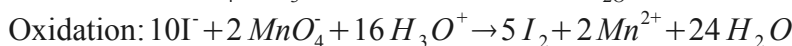
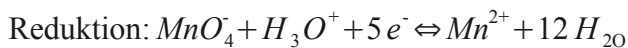
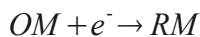
$$1,8 \cdot 10^{-5} = c(Au^+)$$

Die pH-Abhängigkeit des Potentials

Bsp.: Galvanisches Element:



$$1,49 V // 0,54 V$$



$$E(MnO_4^- / Mn^{2+}) = E^0(MnO_4^- / Mn^{2+}) + \frac{0,059}{n} \cdot \lg \frac{OM}{RM}$$

$$\lg \frac{OM}{RM} = \lg \frac{c(MnO_4^-) \cdot c(H_3O^+)}{c(Mn^{2+})}$$

Bemerkung: Aufgrund technischer Schwierigkeiten konnte kein Gleichgewichtspfeil benutzt werden!

Die elektrische Spannungsquelle:

$$Zn / Zn^{2+} // Ag^+ / Ag : 0,80 - (-0,76) = 1,56 V$$

$$Cu / Cu^{2+} // Ag^+ / Ag : 0,80 - 0,34 = 0,76 V$$

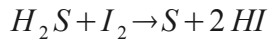
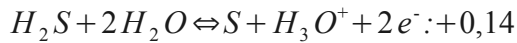
$$Cu / Cu^+ // Ag^+ / Ag : 0,80 - 0,52 = 0,28 V$$

$$Pb / Pb^{2+} // Au^3+ / Au : 1,42 - (-0,13) = 1,55 V$$

Kann man Permanganat (MnO_4^-) unter Standardbedingungen oxidieren?

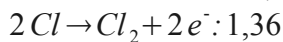
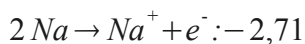
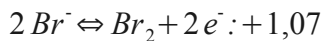
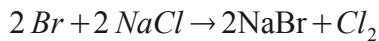
Können folgende Reaktionen ablaufen?

1. Schwefelwasserstoff wird in eine Suspension von Iod und Wasser eingeleitet



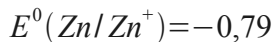
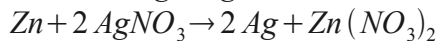
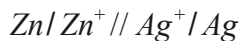
Iod nimmt e^- auf und steht weiter oben \rightarrow Redox läuft ab

2. Brom wird in eine wässrige Lösung von Natriumchlorid gegeben



Geht nicht, da Br weiter unten ist als das Reduktionsmittel Cl \rightarrow Redox läuft nicht ab.

Zink taucht in Silbernitratlösung ein.



Geht nicht, da Ag höher als Zn ist.

Berechnen Sie aus der elektrochemischen Spannungsreihe die Spannungen folgender galvanischer Elemente:

