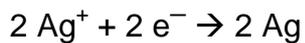
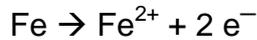


Lösungsvorschläge zu den abschließenden Aufgaben
(Thema: NERNSTsche Gleichung)

Nr. 2:

Eisen reduziert als unedleres Metall die Silber-Ionen. Das Silber schlägt sich auf der Eisenwolle nieder.



Nr. 3

In der Spannungsreihe stehen diejenigen Redoxsysteme oben, die ein hohes Bestreben zeigen, e^{-} abzugeben (gute Reduktionsmittel, stark negatives Redox-Potential).

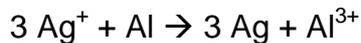
Im ersten Versuch geben Br^{-} (aus KBr) e^{-} an Cl_2 ab und reduzieren dieses zu Cl^{-} . Das System $2 \text{Br}^{-} \rightleftharpoons \text{Br}_2 + 2 \text{e}^{-}$ muss in der Redoxreihe also über dem System $2 \text{Cl}^{-} \rightleftharpoons \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^{-}$ stehen.

Durch ähnliche Überlegungen gelangt man zu folgender Redoxreihe:



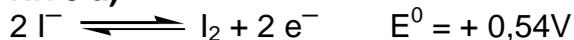
Nr. 4

Es findet eine Redoxreaktion statt, bei der die Silberionen des Silbersulfids wieder zu elementarem Silber reduziert werden.



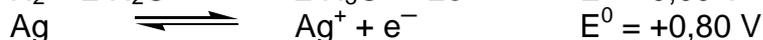
Das Salzwasser dient dabei als Elektrolytlösung.

Nr. 5 a)



Elektronen können nur von einem System, das weiter oben in der Spannungsreihe (niedriges Redoxpotential) steht, zu einem System fließen, das weiter unten steht. Iodid kann also Chlor bei Standardbedingungen reduzieren (oder, wie in der Aufgabe formuliert: Chlor kann Iodid oxidieren).

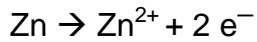
Nr 5 b)



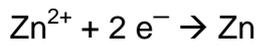
Elektronen können nur von einem System, das weiter oben in der Spannungsreihe (niedriges Redoxpotential) steht, zu einem System fließen, das weiter unten steht. Die Oxoniumionen sind folglich nicht in der Lage dem weiter unten stehenden Silber die Elektronen zu entreißen.

Nr. 6

Es liegt eine Art Konzentrationskette vor. Die Konzentration der Zink-Ionen nimmt aufgrund der Versuchsanordnung von unten nach oben stark zu. Die Redoxgleichung $\text{Zn} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$ ist daher oben nach rechts verschoben:



Unten, wo die Konzentration der Zn^{2+} -Ionen hoch ist, liegt das GG weiter links:



Dadurch bilden sich die Nadeln aus elementarem Zink am unteren Ende des Zn-Stabes (Reduktion von Zn^{2+} -Ionen). Weiter oben löst sich der Zinkstab dagegen auf (Oxidation des Zn-Stabes).

Nr. 11

Es gilt: $U_L = E_A - E_D$. Nachdem $U_L = 0$, muss gelten $E_A = E_D$

Standardpotentiale: $E^0(\text{Co}/\text{Co}^{2+}) = -0,28 \text{ V}$
 $E^0(\text{Ni}/\text{Ni}^{2+}) = -0,25 \text{ V}$

[Hier ist es eigentlich egal, welche die Akzeptor- und welches die Donatorhalbzelle ist, weil sich ja keine Potentialdifferenz feststellen lässt, aber bei Standardbedingungen wäre die Nickel-Halbzelle die Akzeptor-Halbzelle und die Kobalt-Halbzelle die Donator-Halbzelle]

Anwendung der Nernstschen Gleichung: $E = E^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \cdot \lg \left\{ \frac{c(\text{Ox})}{c(\text{Red})} \right\}$

$$E_D(\text{Co} / \text{Co}^{2+}) = -0,27 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \cdot \lg \left\{ 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \right\}$$

$$\Leftrightarrow E_D(\text{Co} / \text{Co}^{2+}) = -0,30 \text{ V}$$

Nachdem gilt $E_A = E_D$ (s. oben) folgt:

$$E_A(\text{Ni} / \text{Ni}^{2+}) = -0,25 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \cdot \lg \{ c(\text{Ni}^{2+}) \}$$

$$\Leftrightarrow -0,30 \text{ V} = -0,25 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \cdot \lg \{ c(\text{Ni}^{2+}) \} \quad | + 0,25 \text{ V}$$

$$\Leftrightarrow -0,05 \text{ V} = \frac{0,059 \text{ V}}{2} \cdot \lg \{ c(\text{Ni}^{2+}) \} \quad | : \frac{0,059 \text{ V}}{2}$$

$$\Leftrightarrow -1,69 = \lg \{ c(\text{Ni}^{2+}) \} \quad | 10^x$$

$$\Leftrightarrow 10^{-1,69} = c(\text{Ni}^{2+})$$

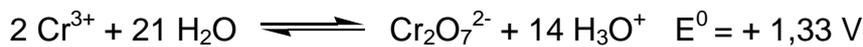
$$\Rightarrow c(\text{Ni}^{2+}) = 0,02 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

Nr. 13

In der Angabe hat sich ein Fehler eingeschlichen! Es muss heißen $E(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})$ anstatt $E(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}_2\text{O}_7)$!

Anwendung der Nernstschen Gleichung ergibt:

(Achtung: Es müssen die Konzentrationen aller beteiligten, gelösten Stoffe eingesetzt werden! – Also auch die der Oxoniumionen! Koeffizienten werden zu Exponenten!)



$$E(2\text{Cr}^{3+} / \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = +1,33 + \frac{0,059\text{V}}{6} \cdot \lg \left\{ \frac{c(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) \cdot c^{14}(\text{H}_3\text{O}^+)}{c^2(\text{Cr}^{3+})} \right\}$$

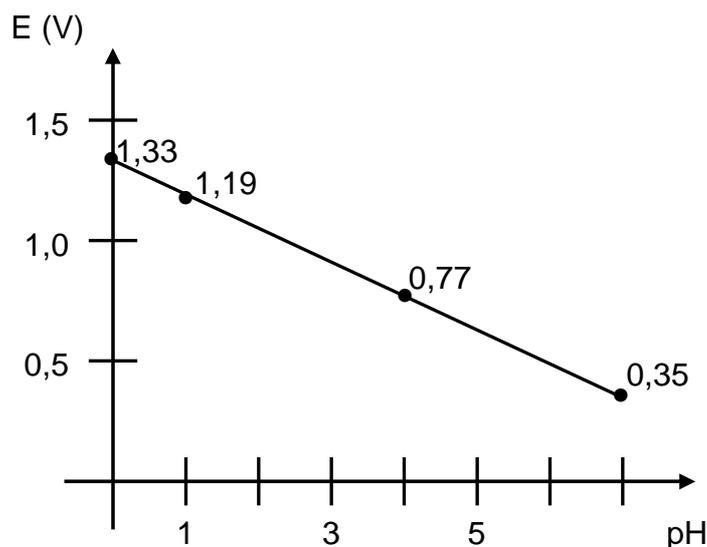
Da in der Aufgabe Standardbedingungen gegeben sind (außer dem pH-Wert) ergibt sich für $c(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})$ und $c^2(\text{Cr}^{3+})$ jeweils 1.

Wandelt man nun den pH-Wert nach folgender Gleichung in eine Oxoniumionenkonzentration um

$\text{pH} = - \lg\{c(\text{H}_3\text{O}^+)\}$ ergeben sich z.B. folgende Werte:

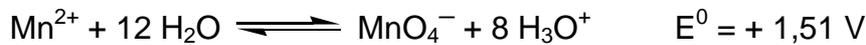
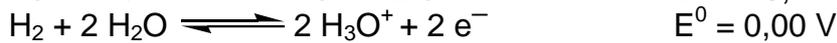
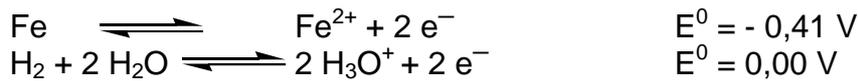
$$E(\text{bei } \text{pH} = 1) = +1,33\text{V} + \frac{0,059\text{V}}{6} \cdot \lg\{c^{14}(10^{-1})\} = 1,19\text{V}$$

$$E(\text{bei } \text{pH} = 4) = +1,33\text{V} + \frac{0,059\text{V}}{6} \cdot \lg\{c^{14}(10^{-4})\} = 0,77\text{V}$$



Nr. 14

Bei Zugabe von Salzsäure würde die Permanganat-Ionen von den Chlorid-Ionen reduziert werden. Es läge dann keine Permanganat-Lsg. mehr vor, sondern eine Mn^{2+} -Lsg.

**Nr. 15**

Beim Standardpotential gehen alle Konzentrationen mit dem Wert 1 mol/l in die Nernstsche Gleichung ein. Daher ist beim Standardpotential der Wasserstoffelektrode $E^0(\text{H}_2/2 \text{H}_3\text{O}^+)$ der pH-Wert = 0. (Es gilt $\text{pH} = -\lg\{c(\text{H}_3\text{O}^+)\}$). Wenn $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 1 = 10^0$ folgt daraus $\rightarrow \text{pH} = 0$)

Elektronen können nur von einem System, das weiter oben in der Spannungsreihe (niedriges Redoxpotential) steht, zu einem System fließen, das weiter unten steht. Eisen löst sich bei einem pH-Wert von 0 also auf jeden Fall in Säure auf. Dies geschieht erst nicht mehr, wenn die Konzentration der H_3O^+ -Ionen so gering ist, dass das Standardpotential $E^0(\text{H}_2/2 \text{H}_3\text{O}^+)$ niedriger als $- 0,41 \text{ V}$ ist.

$$-0,41 \text{ V} \geq 0 + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \cdot \lg\{c^2(\text{H}_3\text{O}^+)\} \quad | : \frac{0,059 \text{ V}}{2}$$

$$\Leftrightarrow -13,89 \geq \lg\{c^2(\text{H}_3\text{O}^+)\} \quad | \cdot 10^x$$

$$\Leftrightarrow 1,26 \times 10^{-14} \geq c^2(\text{H}_3\text{O}^+) \quad | \sqrt{\quad}$$

$$\Leftrightarrow 1,1 \times 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \geq c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

Beträgt die Konzentration der Oxoniumionen weniger als ca. $1 \times 10^{-7} \text{ mol/l}$ (entspricht einem pH-Wert von 7), fällt das Redoxpotential ($\text{H}_2/2 \text{H}_3\text{O}^+$) unter $- 0,41 \text{ V}$. Damit ist eine Auflösung von Eisen nicht mehr möglich.

Eisen löst sich in Säuren ($\text{pH} \leq 7$), nicht jedoch im Neutralen ($\text{pH} = 7$) oder in Basen ($\text{pH} \geq 7$).