

Lösungen zum Abschnitt 4 des AB „Vom Daniell-Element zur Spannungsreihe der Netalle“

Hinweis: Aus didaktischen Gründen sind die Lösungen zum Teil viel ausführlicher als erwartet.

4.1

Die Spannung (U), bei Galvanischen Elementen auch **elektromotorische Kraft** genannt, ist der Betrag der Potentialdifferenz ($|\Delta E|$). Die tabellierten Standardpotentiale gelten nur, wenn alle Ionenkonzentrationen 1 mol/L betragen.

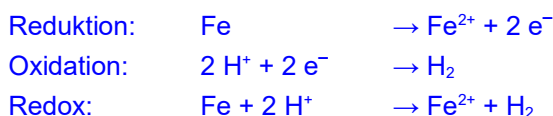
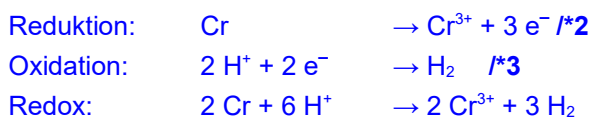
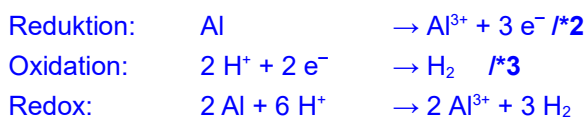
	Al/Al ³⁺ , E° = -1,66 V	Cr/Cr ³⁺ , E° = -0,74 V	Fe/Fe ²⁺ , E° = -0,44 V	Au/Au ³⁺ , E° = +1,50 V
Al/Al ³⁺ , E° = -1,66 V	0,00 V			
Cr/Cr ³⁺ , E° = -0,74 V	0,92 V	0,00 V		
Fe/Fe ²⁺ , E° = -0,44 V	1,22 V	0,30 V	0,00 V	
Au/Au ³⁺ , E° = +1,50 V	3,16 V	2,24 V	1,94 V	0,00 V

4.2

Metalle mit einem kleinen Standardpotential kleiner 0,00 V ($E^\circ < 0,00 \text{ V}$), werden **Unedelmetalle** genannt. Sie lösen sich in Lösungen mit $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 1,00 \text{ V}$ unter Bildung von Wasserstoff auf. **Grund:** Eine Redox-Reaktion läuft unter Energieabgabe (\approx freiwillig) ab, wenn das Potential der Oxidation (also der Metallauflösung) kleiner ist als das Potential der Reduktion (hier: $2 \text{ H}^+ + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{H}_2$, $E^\circ = 0,00 \text{ V}$). Wenn also das Potential des Metalls negativ ist, findet die Reaktion statt.

Ausnahme1: „**Passivierung** des Metalls“: Nach anfänglicher Reaktion bildet sich eine dichte, unlösliche Schutzschicht des Oxidationsprodukts (z.B. Metalloxid) auf dem Metall, das den weiteren Angriff nicht mehr erlaubt, weil H^+ nicht mehr ans Metall kommt. Beispiel: Al ist ein Unedelmetall (da $E^\circ(\text{Al}/\text{Al}^{3+}) = -1,66 \text{ V}$). Trotzdem ist es ein beliebter Werkstoff, in dem man sogar in *schwach* saure Lösungen lagern kann, denn eine Al_2O_3 -Schicht schützt vor weiterem Angriff. In stärker saurer Umgebung kommt es aber zum Angriff (Reaktionsgleichung: *siehe unten*)

Ausnahme2: In Säuren mit stark oxidierend wirkendem Säurerestion, wird nicht H^+ als Oxidationsmittel genutzt, sondern das Säurerestion. Löst man also ein Metall in Salpetersäure entstehen hauptsächlich Nitrose Gase (NO_x) und nicht H_2 .



4.3

- $2 \text{ Ag}^+ + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{ Ag}$; exotherm, gewinnbare elektromotorische Kraft (Spannung): $U = \Delta E = 1,57 \text{ V}$
- keine Reaktion möglich, da beide Ausgangsstoffe oxidiert vorliegen
- keine Reaktion möglich, da beide Ausgangsstoffe reduziert vorliegen

- d) $2 \text{Ag} + \text{Zn}^{2+} \rightarrow \text{Zn} + 2 \text{Ag}^+$; endotherm. Es muss Arbeit aufgebracht werden. Zersetzungsspannung $U = \Delta E = 1,57 \text{ V}$
- e) keine Reaktion möglich, da beide Ausgangsstoffe oxidiert vorliegen
- f) $\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + 2 \text{H}^+$, $E(\text{Reduktion}) > E(\text{Oxidation})$, denn $+0,35 \text{ V} > 0,00 \Rightarrow$ exotherm (\approx "freiwillig").
Gewinnbare Spannung = $0,35 \text{ V}$
- g) $\text{Cu} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2$, $E(\text{Oxidation}) > E(\text{Reduktion})$, denn $+0,35 \text{ V} > 0,00 \text{ V} \Rightarrow$ endotherm (\approx "erzwungen").
Es muss Arbeit investiert werden bzw. Ennergie aufgebracht werden. Zersetzungsspannung $U = 0,35 \text{ V}$

- h) Reduktion: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$ $E^\circ = +1,36 \text{ V}$ Vom Tabellenbuch entnommen.
Oxidation: $\text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^-$ $E^\circ = +1,51 \text{ V}$ Vom Tabellenbuch entnommen.
Redox: nach Elektronenausgleich selber aufgeschrieben $U = \Delta E = 0,15 \text{ V}$ findet endotherm statt:
erzwungen
- i) Reduktion: $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$ $E^\circ = +1,51 \text{ V}$ Vom Tabellenbuch entnommen.
Oxidation: $2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^-$ $E^\circ = +1,36 \text{ V}$ Vom Tabellenbuch entnommen.
Redox: nach Elektronenausgleich selber aufgeschrieben $U = \Delta E = 0,15 \text{ V}$ findet exotherm statt

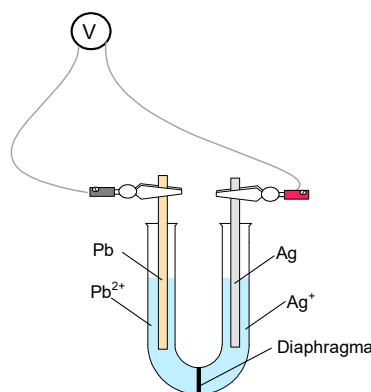
j) keine Reaktion möglich, weil beide Metalle (Cr, Mn) in ihrer maximalen Oxidationsstufe vorliegen. Keiner der beiden Partner kann Elektronen zur Verfügung stellen, bzw. weiter oxidiert werden.

4.4

Es gibt drei mögliche Aufbauvarianten (*siehe unten*). Bei all diesen Aufbauten gilt: Ag-Metall (Elektrode) taucht in eine Lösung mit $c(\text{Ag}^+) = 1 \text{ mol/L}$ und Pb-Metall (Elektrode) taucht in $c(\text{Pb}^{2+}) = 1 \text{ mol/L}$. Der Reaktionsraum mit dem Ag-Metall ist die Kathode, der Ort der Reduktion. Es handelt sich um den Ort an dem chemisch Elektronen verbraucht werden. Das ist also der Pluspol.

Die Quelle der Elektronen ist die Anode. Dort wird Pb oxidiert, geht also als Pb^{2+} in Lösung. Die Elektronen fließen durch die Drähte und dem Stromverbraucher (z.B. LED-Lampe) zur Kathode. Die Anode ist als Elektronenquelle der Minuspol des galvanischen Elements.

- Variante mit einfachem U-Rohr



Nachteil dieser Variante: Die beiden Lösungen verunreinigen sofort mit dem Metallionen der anderen Seite. Nach kurzer Zeit enthält die Ag^+ -Lösung auch Pb^{2+} .

- Variante mit 3-schenkligem U-Rohr: wie auf dem Arbeitsblatt, dessen Lösung Sie gerade lesen, siehe Abschnitt 1
- Variante mit zwei Bechergläsern und einem Stromschlüssel (Salzbrücke): siehe Unterrichtsaufschrieb (unser Versuch zum DANIELL-Element)