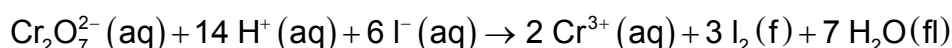


**Institut für Physikalische Chemie  
Albert-Ludwigs-Universität Freiburg**

**Lösungen zum Übungsblatt 3  
zur Vorlesung Physikalische Chemie II  
WS 2007/08 Prof. P. Gräber**

3.1 Die folgende Redoxreaktion läuft in der angegebenen Richtung spontan ab:



In zwei verschiedenen, mit einer Salzbrücke verbundenen Behältern werden wässrige Lösungen aus  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  und  $\text{H}_2\text{SO}_4$  bzw.  $\text{KI}$  eingefüllt. Beschreiben Sie die chemische Reaktion an Anode und Kathode dieser galvanischen Zelle, ermitteln Sie, in welche Richtung sich Elektronen und Ionen bewegen und bestimmen Sie die Vorzeichen der Elektroden.

Berechnen Sie die Standard-EMK der Gesamtzelle aus den Tabellenwerten.

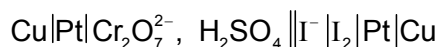
**Lösung:**

Wir trennen die Gesamtreaktion in zwei Redoxreaktionen auf, die in zwei Halbzellen ablaufen:

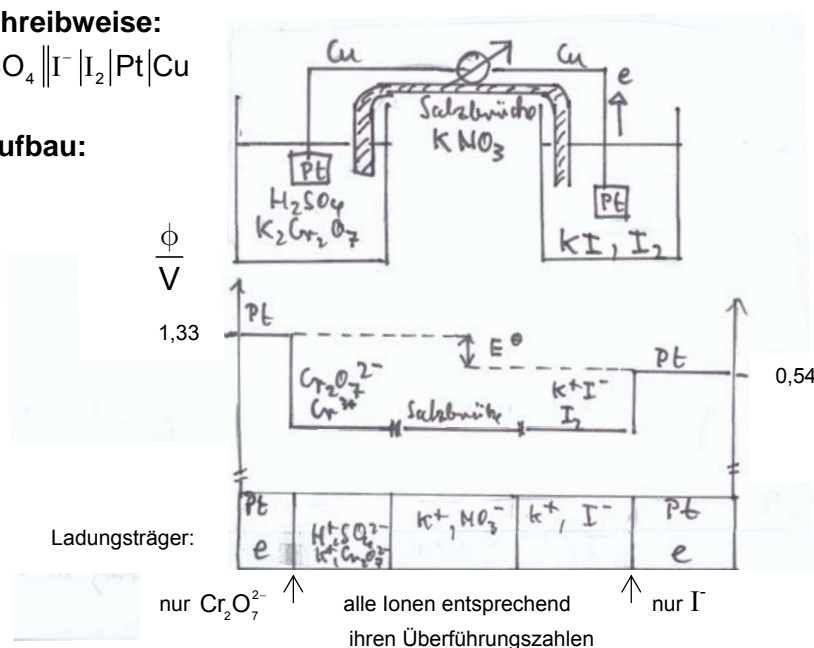
	Reaktion	Faktor	$E^\ominus / \text{V}$
1	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14 \text{H}^+(\text{aq}) + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7 \text{H}_2\text{O}$	1	1,33
2	$\text{I}_2(\text{f}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{I}^-(\text{aq})$	3	0,54
1-2	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14 \text{H}^+(\text{aq}) + 6 \text{I}^-(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{I}_2(\text{f}) + 7 \text{H}_2\text{O}(\text{fl})$		0,79

$$E_1^\ominus - E_2^\ominus = E^\ominus = 0,79 \text{ V}$$

**Schematische Schreibweise:**



**Schematischer Aufbau:**




Das Potential an der Pt –Elektrode mit  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  ist positiver (d.h. dies ist der +Pol) als das an der mit  $\text{I}_2$  (d.h. dies ist der –Pol). Die Elektronen im Draht fließen also von rechts ( $\text{Pt}|\text{I}_2|\text{I}^-$ ) nach links ( $\text{Pt}|\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}|\text{Cr}^{3+}$ ).

Es gilt:  $\Delta G^\ominus = -zFE^\ominus$

Da  $E^\ominus > 0$  ist  $\Delta G^\ominus < 0$ , d.h. die Reaktion läuft freiwillig in der angegebenen Richtung ab.

Am + Pol findet also Reduktion statt,  
am –Pol findet also Oxidation statt.

Die Elektrode an der Oxidation stattfindet, nennt man Anode (in diesem Fall –Pol), die an der Reduktion stattfindet nennt man Kathode (in diesem Fall + Pol).

 Diese Nomenklatur stammt ursprünglich von der Elektrolyse. Man legt von außen eine Potentialdifferenz an: Die negativen Ionen (Anionen) wandern zum + Pol, werden dort oxidiert (Anode), die positiven (Kationen +) zum –Pol, werden dort reduziert (Kathode).

	Allgemeine Definition	Elektrolyse	galvanische Zelle
Kathode:	Negative Ladung geht in die Lösung, d.h. an der Elektrode findet eine Reduktion statt	– Pol	+ Pol
Anode:	Negative Ladung verlässt die Lösung, d.h. an der Elektrode findet eine Oxidation statt	+ Pol	– Pol

3.2 Wie lauten die Gleichungen für die Halbzellen-Reaktionen und die Gesamtreaktionen der folgenden Zellen? Wie groß sind die EMK's? Wie lauten die Nernst'sche Gleichungen für die Reaktionen?

- $\text{Pt}, \text{H}_2(\text{g}) | \text{HCl}(\text{aq}) | \text{AgCl} | \text{Ag}$
- $\text{Pt} | \text{FeCl}_2(\text{aq}), \text{FeCl}_3(\text{aq}) || \text{SnCl}_4(\text{aq}), \text{SnCl}_2(\text{aq}) | \text{Pt}$
- $\text{Cu} | \text{CuCl}_2(\text{aq}) || \text{MnCl}_2(\text{aq}), \text{HCl}(\text{aq}) | \text{MnO}_2 | \text{Pt}$
- $\text{Ag} | \text{AgCl} | \text{HCl}(\text{aq}) || \text{HBr}(\text{aq}) | \text{AgBr} | \text{Ag}$

**Lösung:**

a) Nachsehen in der Tabelle zeigt, dass  $E^\ominus(\text{Ag}|\text{AgCl}) > E^\ominus(\text{Pt}|\text{H}_2|\text{H}^+)$ .

Damit ergibt sich für Tabelle

	Reaktion	Faktor	$E^\ominus$
1	$\text{AgCl} + \text{e} \rightarrow \text{Ag} + \text{Cl}^-$	2	0,2223
2	$2 \text{H}^+ + 2 \text{e} \rightarrow \text{H}_2$	1	0
1-2	$2 \text{AgCl} + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{Ag} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{Cl}^-$ $E^\ominus = E_1^\ominus - E_2^\ominus = 0,2223 \text{ V}$		0,2223

Nernst Gleichung:

$$E = E^\ominus - \frac{RT}{zF} \ln \frac{x_{\text{Ag}}^2 \{H^+\}^2 \{Cl^-\}^2}{x_{\text{AgCl}}^2 \{p(H_2)\}}$$

$$= 0,2223 \text{ V} - \frac{RT}{2F} \ln \frac{[H^+]^2 [Cl^-]^2 p^\ominus}{c^\ominus p(H_2)}$$

Man hätte die Zelle auch folgendermaßen aufbauen können:



In dieser Zelle kann die  $Cl^-$  Konzentration unabhängig von der  $H^+$ -Konzentration variiert werden.

b)

	Reaktion	Faktor	$E^\ominus$
1	$2 Fe^{3+} + 2 e \rightarrow 2 Fe^{2+}$	2	0,77
2	$Sn^{4+} + 2 e \rightarrow Sn^{2+}$	1	0,15
1-2	$2 Fe^{3+} + Sn^{2+} \rightarrow 2 Fe^{2+} + Sn^{4+}$		0,62

$$E^\ominus = E_1^\ominus - E_2^\ominus = 0,62 \text{ V}$$

Nernst Gleichung:

$$E^\ominus = E^\ominus - \frac{RT}{2F} \ln \frac{\{Fe^{2+}\}^2 \{Sn^{4+}\}}{\{Fe^{3+}\}^2 \{Sn^{2+}\}}$$

c)

	Reaktion	Faktor	$E^\ominus / \text{V}$
1	$MnO_2(f) + 4 H^+ + 2 e \rightarrow Mn^{2+} + 2 H_2O$	1	1,23
2	$Cu^{2+} + 2 e \rightarrow Cu(f)$	1	0,34
1-2	$MnO_2(f) + Cu(f) + 4 H^+ \rightarrow Mn^{2+} + Cu^{2+} + 2 H_2O(f)$		0,89

$$E^\ominus = E_1^\ominus - E_2^\ominus = 0,89 \text{ V}$$

Nernst Gleichung:

$$E = E^\ominus - \frac{RT}{2F} \ln \frac{\{Mn^{2+}\} \{Cu^{2+}\} x_{H_2O}^2}{x_{MnO_2} x_{Cu} \{H^+\}^4}$$

$$= 0,89 \text{ V} - \frac{1}{2} 0,059 \text{ V} \lg \frac{\{Mn^{2+}\} \{Cu^{2+}\}}{\{H^+\}^4}$$

d)

	Reaktion	Faktor	$E^\ominus$
1	$\text{AgCl} + e \rightarrow \text{Ag} + \text{Cl}^-$	1	0,2223
2	$\text{AgBr} + e \rightarrow \text{Ag} + \text{Br}^-$	1	0,07
1-2	$\text{AgCl} + \text{Br}^- \rightarrow \text{AgBr} + \text{Cl}^-$		0,15

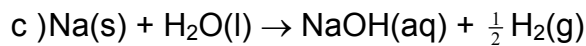
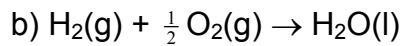
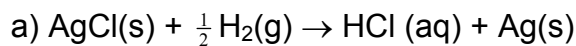
$$E^\ominus = E_1^\ominus - E_2^\ominus = 0,15 \text{ V}$$

Nernst Gleichung:

$$E = E^\ominus - \frac{RT}{F} \ln \frac{x_{\text{Ag Br}} \{ \text{Cl}^- \}}{x_{\text{Ag Cl}} \{ \text{Br}^- \}}$$

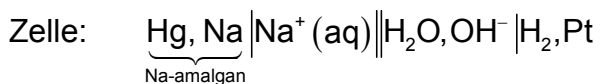
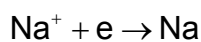
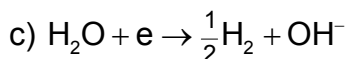
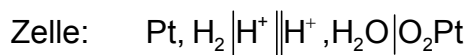
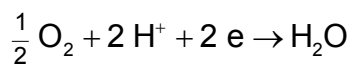
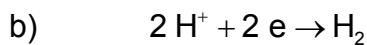
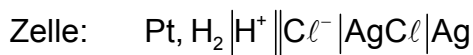
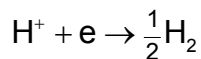
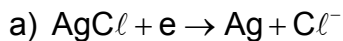
$$= 0,15 \text{ V} - 0,059 \text{ V} \lg \frac{\{ \text{Cl}^- \}}{\{ \text{Br}^- \}}$$

3.3 Entwerfen Sie Zellen für die folgenden Zellreaktionen:

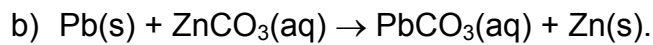
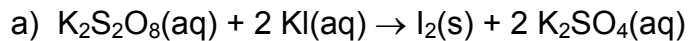


**Lösung:**

Wir müssen die Gesamtreaktion aufspalten in zwei Redoxreaktionen, die in getrennten Reaktionsräumen ablaufen können (Halbzellen).



3.4 Berechnen Sie aus den in der Tabelle angegebenen Standardpotentialen  $\Delta G^\ominus$  für die folgenden Reaktionen:



**Lösung:**

Wir spalten die angegebenen Reaktionen in zwei Redoxreaktionen auf, die in verschiedenen Reaktionsräumen ablaufen.

	Reaktion	Faktor	$E^\ominus / \text{V}$
1	$\text{S}_2 \text{O}_8^{2-} + 2 \text{e} \rightarrow 2 \text{SO}_4^{2-}$	1	2,05
2	$\text{I}_2 + 2 \text{e} \rightarrow 2 \text{I}^-$	1	0,54
1-2	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2 \text{I}^- \rightarrow 2 \text{SO}_4^{2-} + \text{I}_2$ $E^\ominus = E_1^\ominus - E_2^\ominus = 1,51 \text{ V}$		1,51

$$\Delta G^\ominus = -zF E^\ominus = -2 \cdot 96500 \text{ A s mol}^{-1} \cdot 1,51 \text{ V} = -291 \text{ kJmol}^{-1}$$

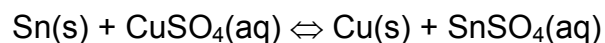
$$\text{Einheit: } 1 \text{ AsV} = 1 \text{ J}$$

b)

	Reaktion	Faktor	$E^\ominus / \text{V}$
1	$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e} \rightarrow \text{Pb}$	1	- 0,13
2	$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e} \rightarrow \text{Zn}$	1	- 0,76
1-2	$\text{Pb}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Pb} + \text{Zn}^{2+}$ $E^\ominus = E_1^\ominus - E_2^\ominus = 0,63 \text{ V}$		0,63

$$\Delta G^\ominus = -zFE^\ominus = -2 \cdot 96500 \text{ A s mol}^{-1} \cdot 0,63 \text{ V} = -122 \text{ kJmol}^{-1}$$

3.5 Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante der folgenden Reaktion bei 298 K.



**Lösung:**

Wir spalten die Reaktion in zwei Redoxreaktionen auf, die in verschiedenen Reaktionsräumen ablaufen.

	Reaktion	Faktor	$E^\ominus / \text{V}$
1	$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e} \rightarrow \text{Cu}$	1	0,34
2	$\text{Sn}^{2+} + 2 \text{e} \rightarrow \text{Sn}$	1	- 0,14
1-2	$\text{Cu}^{2+} + \text{Sn} \rightarrow \text{Cu} + \text{Sn}^{2+}$ $E^\ominus = E_1^\ominus - E_2^\ominus = 0,34 \text{ V} - (-0,14 \text{ V}) = 0,48 \text{ V}$		0,48

Wir haben die beiden Gleichungen:

$$\Delta G^\ominus = -zFE^\ominus$$

$$\Delta G^\ominus = -RT \ln K$$

Daraus ergibt sich:

$$\ln K = \frac{zFE^\ominus}{RT} = \frac{2 \cdot 96500 \text{ A s mol}^{-1} \cdot 0,48 \text{ V}}{8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} = 37,39$$

$$K = 1,72 \cdot 10^{16}$$

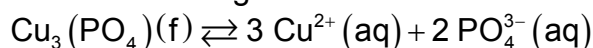
$$K = \frac{x(\text{Cu})\{\text{SnSO}_4\}}{x(\text{Sn})\{\text{CuSO}_4\}} = \frac{[\text{SnSO}_4]}{[\text{CuSO}_4]}$$

3.6 Das Löslichkeitsprodukt von  $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$  hat bei  $25^\circ\text{C}$  den Wert  $1,3 \cdot 10^{-37}$ . Berechnen Sie

- die Konzentration an Kupfer-(II)-Ionen in einer gesättigten wässrigen Lösung von  $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$
- die EMK der Zelle:  
 $\text{Pt} | \text{H}_2(1,01325 \text{ bar}) | \text{HCl}(a(\text{H}^+) = 1) || \text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2 (\text{aq}, m = s) | \text{Cu}$   
 $s$  ist die Konzentration, die sich durch die Löslichkeit des  $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$  einstellt.

**Lösung:**

a) Wir betrachten die folgenden Reaktion



Die Gleichgewichtskonstante („Löslichkeitsprodukt“) ist:

$$K_L = \frac{\{\text{Cu}^{2+}\}^3 \{\text{PO}_4^{3-}\}^2}{x(\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2)}$$

$\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2(\text{f})$  ist reiner Stoff,  $x(\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2) = 1$

$$K_L = \frac{[\text{Cu}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2}{c^{\ominus 5}}$$

Aus dem stöchiometrischen Koeffizienten ergibt sich, dass die  $[\text{PO}_4^{3-}] = \frac{2}{3}[\text{Cu}^{2+}]$  ist.

---

Formale Herleitung dieser Beziehung über Reaktionslaufzahl:

$$d\xi = \frac{dn(\text{PO}_4^{3-})}{\nu(\text{PO}_4^{3-})} = \frac{dn(\text{Cu}^{2+})}{\nu(\text{Cu}^{2+})}$$

Wir integrieren und setzen voraus, dass am Beginn der Reaktion kein  $\text{PO}_4^{3-}$  und kein  $\text{Cu}^{2+}$  vorhanden waren und erhalten

$$\frac{n(\text{PO}_4^{3-})}{\nu(\text{PO}_4^{3-})} = \frac{n(\text{Cu}^{2+})}{\nu(\text{Cu}^{2+})}$$

$$n(\text{PO}_4^{3-}) = \frac{\nu(\text{PO}_4^{3-})}{\nu(\text{Cu})} n(\text{Cu}^{2+})$$

Wir dividieren durch das Volumen, setzen die stöchiometrischen Faktoren ein und erhalten

$$[\text{PO}_4^{3-}] = \frac{2}{3} [\text{Cu}^{2+}]$$


---

Wir setzen dies in Gleichgewichtskonstante ein

$$K_L c^{\ominus 5} = [\text{Cu}^{2+}]^3 \left[ \frac{2}{3} \text{Cu}^{2+} \right]^2 = \frac{4}{9} [\text{Cu}^{2+}]^5$$

und lösen nach  $[\text{Cu}^{2+}]$  auf:

$$[\text{Cu}^{2+}] = \left( K_L c^{\ominus 5} \frac{9}{4} \right)^{\frac{1}{5}}$$

$$= \left( 1,3 \cdot 10^{-37} (\text{mol L}^{-1})^5 \frac{9}{4} \right)^{\frac{1}{5}}$$

$$= 4,9 \cdot 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}, \quad \{\text{Cu}^{2+}\} = 4,9 \cdot 10^{-8}$$

b) Wir schreiben zunächst die ablaufenden Reaktionen auf:

	Reaktion	Faktor	$E^{\ominus} / \text{V}$
1	$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e} \rightarrow \text{Cu}$	1	0,34
2	$\text{H}^+ + \text{e} \rightarrow \frac{1}{2} \text{H}_2$	2	0
1-2	$\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + 2 \text{H}^+$ $E^{\ominus} = E_1^{\ominus} - E_2^{\ominus} = 0,34 \text{ V}$		0,34

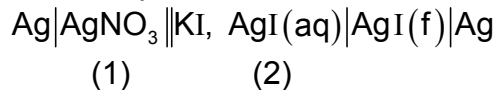
Nernst Gleichung:

$$E = E^{\ominus} - \frac{RT}{2F} \ln \frac{x_{\text{Cu}} \{\text{H}^+\}^2 p^{\ominus}}{\{\text{Cu}^{2+}\} p(\text{H}_2)}, \quad x_{\text{Cu}} = 1, \quad \frac{p(\text{H}_2)}{p^{\ominus}} = 1$$

Wir setzen die  $[\text{Cu}^{2+}]$  aus Teil a der Aufgabe ein:

$$E = 0,34 \text{ V} - \frac{1}{2} 0,059 \text{ V} \lg \frac{1^2}{(4,9 \cdot 10^{-8}) \cdot 1} = 0,12 \text{ V}$$

3.7 Bei der Temperatur 298 K hat die Zelle



eine Standard- EMK von -0,9509V. Wie groß ist

- a) das Löslichkeitsprodukt,
- b) die Löslichkeit von AgI in Wasser?

**Lösung:**

- a) Man sieht, dass es sich hierbei um eine Konzentrationskette handelt, d.h. an beiden Elektroden findet die gleiche chemische Reaktion statt, nur die Konzentrationen der Reaktanten unterscheiden sich. Wir erhalten für die EMK:

$$E = \frac{RT}{F} \ln \frac{\{\text{Ag}^+\}_2}{\{\text{Ag}^+\}_1}$$

Wir müssen noch berücksichtigen, dass die  $[\text{Ag}^+]_2$  über das Löslichkeitsprodukt festgelegt ist:

$$K_L = \frac{\{\text{Ag}^+\}\{\text{I}^-\}}{x(\text{AgI})} = \{\text{Ag}^+\}\{\text{I}^-\}$$

$$\{\text{Ag}^+\}_2 = \frac{K_L}{\{\text{I}^-\}_2}$$

Wir setzen  $\{\text{Ag}^+\}_2$  ein und erhalten

$$E = \frac{RT}{F} \ln \frac{K_L}{\{\text{Ag}^+\}_1 \{\text{I}^-\}_2} = \frac{RT}{F} \ln K_L - \frac{RT}{F} \ln \{\text{Ag}^+\}_1 \{\text{I}^-\}_2$$

Unter Standardbedingungen ist  $\{\text{Ag}^+\} = 1 = \{\text{I}^-\}$  und wir erhalten:

$$E^\ominus = \frac{RT}{F} \ln K_L$$

$$\ln K_L = \frac{E^\ominus F}{RT} = \frac{-0,9509 \text{ V } 96599 \text{ A s}}{8,314 \text{ A s V mol}^{-1} \text{ K}^{-1} 298 \text{ K}} = -37,01$$

$$K_L = 8,4 \cdot 10^{-17}$$

- b) Löslichkeit:

$$K_L = \{\text{Ag}^+\}\{\text{I}^-\}$$

Bei Auflösung des Salzes gilt  $\{\text{Ag}^+\} = \{\text{I}^-\}$

$$K_L = \{\text{Ag}^+\}^2 = \left( \frac{[\text{Ag}^+]}{c^\ominus} \right)^2$$

$$[\text{Ag}^+] = (K_L c^{\ominus 2})^{\frac{1}{2}} = (8,4 \cdot 10^{-17})^{\frac{1}{2}} c^\ominus = 9,2 \cdot 10^{-9} \text{ mol L}^{-1}$$



Standard-Elektrodenpotentiale bei 25 °C

Elektrode	$E^\ominus / V$	Elektrode	$E^\ominus / V$
$\text{Sm}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Sm}$	-3.12	$\text{S} + 2e^- \rightarrow \text{S}^{2-}$	-0.48
$\text{Li}^+ + e^- \rightarrow \text{Li}$	-3.05	$\text{In}^{3+} + 2e^- \rightarrow \text{In}^+$	-0.44
$\text{K}^+ + e^- \rightarrow \text{K}$	-2.93	$\text{Fe}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Fe}$	-0.44
$\text{Rb}^+ + e^- \rightarrow \text{Rb}$	-2.93	$\text{Cr}^{3+} + e^- \rightarrow \text{Cr}^{2+}$	-0.41
$\text{Cs}^+ + e^- \rightarrow \text{Cs}$	-2.92	$\text{Cd}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cd}$	-0.40
$\text{Ra}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ra}$	-2.92	$\text{In}^{2+} + e^- \rightarrow \text{In}^+$	-0.40
$\text{Ba}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ba}$	-2.91	$\text{Ti}^{3+} + e^- \rightarrow \text{Ti}^{2+}$	-0.37
$\text{Sr}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Sr}$	-2.89	$\text{PbSO}_4 + 2e^- \rightarrow \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	-0.36
$\text{Ca}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ca}$	-2.87	$\text{In}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{In}$	-0.34
$\text{Na}^+ + e^- \rightarrow \text{Na}$	-2.71	$\text{Co}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Co}$	-0.28
$\text{La}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{La}$	-2.52	$\text{V}^{3+} + e^- \rightarrow \text{V}^{2+}$	-0.26
$\text{Ce}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Ce}$	-2.48	$\text{Ni}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ni}$	-0.23
$\text{Mg}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Mg}$	-2.36	$\text{AgI} + e^- \rightarrow \text{Ag} + \text{I}^-$	-0.15
$\text{Be}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Be}$	-1.85	$\text{Sn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Sn}$	-0.14
$\text{U}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{U}$	-1.79	$\text{In}^+ + e^- \rightarrow \text{In}$	-0.14
$\text{Al}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Al}$	-1.66	$\text{Pb}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Pb}$	-0.13
$\text{Ti}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ti}$	-1.63	$\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{HO}_2^- + \text{OH}^-$	-0.08
$\text{V}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{V}$	-1.19	$\text{Fe}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Fe}$	-0.04
$\text{Mn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Mn}$	-1.18	$\text{Ti}^{4+} + e^- \rightarrow \text{Ti}^{3+}$	0.00
$\text{Cr}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cr}$	-0.91	$2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2$	0
$\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2e^- \rightarrow \text{Fe} + 2\text{OH}^-$	-0.88	$\text{AgBr} + e^- \rightarrow \text{Ag} + \text{Br}^-$	0.07
$2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0.83	$\text{Sn}^{4+} + 2e^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}$	0.15
$\text{Cd}(\text{OH})_2 + 2e^- \rightarrow \text{Cd} + 2\text{OH}^-$	-0.81	$\text{Cu}^{2+} + e^- \rightarrow \text{Cu}^+$	0.16
$\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Zn}$	-0.76	$\text{Bi}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Bi}$	0.20
$\text{Cr}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Cr}$	-0.74	$\text{AgCl} + e^- \rightarrow \text{Ag} + \text{Cl}^-$	0.2223
$\text{U}^{4+} + e^- \rightarrow \text{U}^{3+}$	-0.61	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$	0.27
$\text{O}_2 + e^- \rightarrow \text{O}_2^-$	-0.56	$\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$	0.34
$\text{In}^{3+} + e^- \rightarrow \text{In}^{2+}$	-0.49		
Elektrode	$E^\ominus / V$	Elektrode	$E^\ominus / V$
$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^- \rightarrow 4\text{OH}^-$	0.40	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	1.23
$\text{NiOOH} + \text{H}_2\text{O} + e^- \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	0.49	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1.33
$\text{Cu}^+ + e^- \rightarrow \text{Cu}$	0.52	$\text{Cl}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$	1.36
$\text{I}_3^- + 2e^- \rightarrow 3\text{I}^-$	0.53	$\text{Au}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Au}$	1.40
$\text{I}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{I}^-$	0.54	$\text{Mn}^{3+} + e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$	1.51
$\text{Hg}_2\text{SO}_4 + 2e^- \rightarrow 2\text{Hg} + \text{SO}_4^{2-}$	0.62	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1.51
$\text{Fe}^{3+} + e^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	0.77	$\text{Ce}^{4+} + e^- \rightarrow \text{Ce}^{3+}$	1.61
$\text{AgF} + e^- \rightarrow \text{Ag} + \text{F}^-$	0.78	$\text{Pb}^{4+} + 2e^- \rightarrow \text{Pb}^{2+}$	1.67
$\text{Hg}_2^{2+} + 2e^- \rightarrow 2\text{Hg}$	0.79	$\text{Au}^+ + e^- \rightarrow \text{Au}$	1.69
$\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}$	0.80	$\text{Co}^{3+} + e^- \rightarrow \text{Co}^{2+}$	1.81
$2\text{Hg}_2^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Hg}_2^{2+}$	0.92	$\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}$	1.98
$\text{Pu}^{4+} + e^- \rightarrow \text{Pu}^{3+}$	0.97	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2e^- \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-}$	2.05
$\text{Br}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{Br}^-$	1.09	$\text{F}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{F}^-$	2.87
$\text{Pt}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Pt}$	1.20		
$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1.23		