

**1. Spontane und nicht spontane Redoxreaktionen**

I. Geben Sie das Entscheidungskriterium an, das es erlaubt zu bestimmen, welche Reaktionen ablaufen und welche nicht.

II. Stellen Sie für die ablaufenden Reaktionen das entsprechende Redoxschema auf (d.h. die Teilgleichungen für den Oxidations- und Reduktionsvorgang sowie die Gesamtgleichung).

- a. Eine Blei(II)-Salzlösung wird mit Eisenpulver versetzt.
- b. Eine blankes Stück Nickel taucht in eine Eisen(II)-Salzlösung.
- c. Ein blanker Streifen Zink taucht in eine Eisen(II)-Salzlösung.
- d. Kupfer taucht in eine Eisen(II)-Salzlösung.
- e. Ein blanker Streifen Zinn taucht in eine Zink(II)-Salzlösung.
- f. Ein blankes Aluminiumblech taucht in eine Zink(II)-salzlösung.
- g. Man gibt einige Tropfen Quecksilber in eine Zinn(II)-salzlösung.
- h. Gold taucht in eine Silbernitratlösung.
- i. Ein Eisenblech wird in verdünnte Säurelösung getaucht.
- j. Aluminium wird in verdünnte Salzsäure gegeben.
- k. Ein Kupferblech wird in verdünnte Salzsäure gegeben.
- l. In eine wässrige Lösung eines Eisen(III)-Salzes wird Schwefelwasserstoff eingeleitet.
- m. In eine stark saure Lösung von Kaliumdichromat ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) wird Schwefelwasserstoff eingeleitet.
- n. In eine wässrige Lösung von Kochsalz wird Schwefelwasserstoff eingeleitet.
- o. Brom wird in eine wässrige Lösung von Natriumchlorid gegeben.
- p. Brom wird in eine wässrige Lösung von Natriumiodid gegeben.
- q. Natriumiodid wird in eine saure wässrige Lösung von Natriumiodat ( $\text{NaIO}_3$ ) gegeben.
- r. Chlor wird in eine wässrige Lösung von Natriumiodid gegeben.
- s. Chlor wird in eine wässrige Lösung von Natriumbromid gegeben.
- t. Chlor wird in eine wässrige Lösung von Natriumfluorid gegeben.
- u. Chlor wird in eine wässrige Lösung von Iod geleitet.
- v. In einer Brennstoffzelle reagiert Wasserstoff mit Sauerstoff in stark alkalischer Lösung.
- w. In einer Brennstoffzelle reagiert Wasserstoff mit Sauerstoff in stark saurer Lösung.
- x. Kaliumdichromat ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) wird in stark saurer Lösung zu Schwefliger Säure gegeben.
- y. Blattgold wird in eine stark saure Lösung von Kaliumdichromat ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) getaucht.
- z. Kupfer reagiert mit konzentrierter Salpetersäure unter Bildung von Stickstoffmonoxid.
- z1. Ein Kupferstreifen wird in eine wässrige Lösung von Silbernitrat getaucht.
- z2. Blattgold wird in konzentrierte Salpetersäure getaucht.
- z3. Quecksilber reagiert mit konzentrierter Salpetersäure unter Bildung von Stickstoffmonoxid und Quecksilber(II)-Ionen.
- z4. Ein Kupferstreifen wird in eine wässrige Lösung von Eisen(II)-sulfat getaucht.
- z5. Kaliumpermanganat ( $\text{KMnO}_4$ ) wird in stark alkalischer Lösung zu Hydrazin ( $\text{N}_2\text{H}_2$ ) gegeben.
- z6. Kaliumpermanganat ( $\text{KMnO}_4$ ) wird in stark alkalischer Lösung zu Natriumbromid gegeben.
- z7. Kaliumpermanganat ( $\text{KMnO}_4$ ) wird in stark alkalischer Lösung zu Natriumsulfit gegeben.
- z8. Stickstoffmonoxid wird in eine stark saure Lösung von Kaliumdichromat ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) geleitet.
- z9. Stickstoffmonoxid wird in eine wässrige Lösung von Silberfluorid geleitet.
- z10. Verdünnte Kaliumiodidlösung wird mit Chlorwasser geschüttelt.

- z11.** Iod wird in eine wässrige Lösung von Schwefliger Säure gegeben.
- z12.** Eisen(III)-nitrat wird in eine wässrige Lösung von Natriumiodid gegeben.
- z13.** Natriumpersulfat ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$ ) wird in eine wässrige Lösung von Kaliumiodid gegeben.
- z14.** Wasserstoffperoxid reagiert in stark saurer Lösung mit Kaliumpermanganat ( $\text{KMnO}_4$ ) unter Bildung von Sauerstoff und Mangan(II)-Ionen.

## 2. Galvanische Zellen

Welche galvanischen Zellen kann man aus folgenden Halbzellen bilden? Falls mehrere galvanischen Zellen möglich sind, dann beschreiben Sie die galvanische Zelle mit der höchsten Spannung im Standardzustand.

- Geben Sie jeweils die symbolische Schreibweise der galvanischen Zelle an.
  - Berechnen Sie die Spannung im Standardzustand.
  - Formulieren Sie die Teilgleichungen für Oxidation und Reduktion sowie die Gesamtgleichung. Geben Sie Plus- und Minus-Pol sowie Anode und Kathode an.
- a.** Ein Platindraht taucht in eine Lösung von Bromid-Ionen und Brom.  
Zinn taucht in eine Lösung von Zinn(II)-Ionen.
- b.** Nickel taucht in eine Nickel(II)-Salzlösung ( $c = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ).  
Ein Platindraht taucht in eine Lösung von Bromid-Ionen und Brom.
- c.** Ein Silberstab taucht in eine 1M Silbernitratlösung.  
Ein Eisenstab taucht in eine 1M Eisen(II)-sulfatlösung.
- d.** Eine Halbzelle aus einem Zinkstab und einer Zinksulfatlösung ( $c=1 \text{ mol L}^{-1}$ ) wird gegen eine Halbzelle aus einem Zinnstab und einer Zinnchloridlösung ( $c=1 \text{ mol L}^{-1}$ ) geschaltet.
- e.** Chlorgas umspült eine Platinelektrode, welche in eine Natriumchlorid-Lösung ( $c = 1 \text{ mol L}^{-1}$ ) taucht.  
Nickel taucht in eine Nickel(II)-chlorid-Lösung ( $c = 1 \text{ mol L}^{-1}$ ).
- f.** Blei taucht in eine Blei(II)-Salzlösung ( $c = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ).  
Kupfer taucht in eine Kupfer(II)-Salzlösung ( $c = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ).  
Silber taucht in eine Silbersalzlösung ( $c = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ).
- g.** Ein Kupferblech taucht in eine Kupfer(II)-sulfat-Lösung ( $c = 1 \text{ mol L}^{-1}$ ).  
Wasserstoffgas umspült eine platiniierte Platinelektrode, welche in eine Salzsäure ( $c = 1 \text{ mol L}^{-1}$ ) taucht.
- h.** Ein Bleidraht taucht in eine Blei(II)- nitrat-Lösung ( $c = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ).  
Ein Magnesiumstreifen taucht in eine Magnesiumnitrat-Lösung ( $c = 1 \text{ mol L}^{-1}$ ).

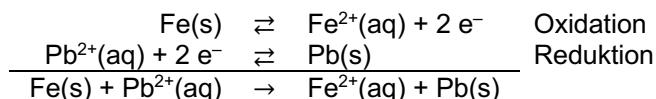
## 3. Elektrolysen

- A. (i)** Formulieren Sie die Vorgänge an den Elektroden.
- (ii)** Erklären Sie warum nach Unterbrechung der Elektrolyse eine Spannung zwischen den Elektroden besteht.
- (iii)** Wie heißt dieses Phänomen? Formulieren Sie die Vorgänge die nun an den Elektroden ablaufen.
- a.** Elektrolyse einer Zink(II)-halogenid-Lösung (Halogenid  $\text{X}^- = \text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$  oder  $\text{I}^-$ ) mit Hilfe von Graphitelektroden.
- b.** Elektrolyse einer Kupfer(II)-halogenid-Lösung (Halogenid  $\text{X}^- = \text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$  oder  $\text{I}^-$ ) mit Hilfe von Graphitelektroden.
- B.** Elektrolyse von angesäuertem Wasser.

## Lösungen

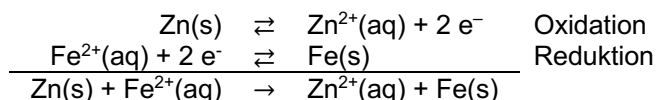
NO/NO<sub>3</sub><sup>-</sup> Nur wirksam in stark saurer Lösung (konzentrierte Salpetersäure) oder falls die Bildung von NO angegeben ist

1. a. **Pb<sup>2+</sup>/PbO<sub>2</sub>** 1,46V Das stärkste Reduktionmittel Fe reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel Pb<sup>2+</sup>. Das Reduktionmittel Fe wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das Oxidationsmittel Pb<sup>2+</sup> wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).  
**Fe/Fe<sup>3+</sup>** -0,04V  
**Pb/Pb<sup>2+</sup>** -0,13V  
**Fe/Fe<sup>2+</sup>** -0,41V  
 $\Delta E = -0,13 - (-0,41) > 0 \Rightarrow$  spontane Redoxreaktion



- b. **Fe<sup>2+</sup>/Fe<sup>3+</sup>** 0,77V  
**Ni/Ni<sup>2+</sup>** -0,23V  
**Fe/Fe<sup>2+</sup>** -0,41V  
 $\Delta E = -0,41 - (-0,23) < 0 \Rightarrow$  keine Reaktion

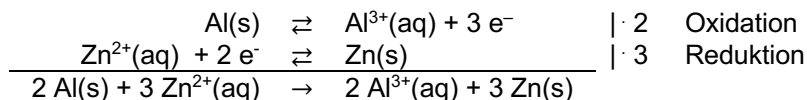
- c. **Fe<sup>2+</sup>/Fe<sup>3+</sup>** 0,77V Das stärkste Reduktionmittel Zn reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel Fe<sup>2+</sup>. Das Reduktionmittel Zn wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das Oxidationsmittel Fe<sup>2+</sup> wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).  
**Fe/Fe<sup>2+</sup>** -0,41V  
**Zn/Zn<sup>2+</sup>** -0,76V  
 $\Delta E = -0,41 - (-0,76) > 0 \Rightarrow$  spontane Redoxreaktion



- d. **Fe<sup>2+</sup>/Fe<sup>3+</sup>** 0,77V  
**Cu/Cu<sup>+</sup>** 0,52V  
**Cu/Cu<sup>2+</sup>** 0,34V  
**Fe/Fe<sup>2+</sup>** -0,41V  
 $\Delta E = -0,41 - 0,34 < 0 \Rightarrow$  keine Reaktion

- e. **Sn/Sn<sup>2+</sup>** -0,14V  
**Zn/Zn<sup>2+</sup>** -0,76V  
 $\Delta E = -0,76 - (-0,14) < 0 \Rightarrow$  keine Reaktion

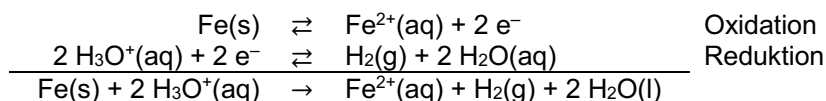
- f. **Zn/Zn<sup>2+</sup>** -0,76V Das stärkste Reduktionmittel Al reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel Al<sup>3+</sup>. Das Reduktionmittel Al wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das Oxidationsmittel Zn<sup>2+</sup> wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).  
**Al/Al<sup>3+</sup>** -1,66V  
 $\Delta E = -0,76 - (-1,66) > 0 \Rightarrow$  spontane Redoxreaktion



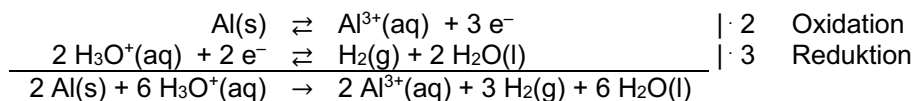
- g. **Hg/Hg<sup>2+</sup>** 0,85V  
**Sn/Sn<sup>2+</sup>** -0,14V  
 $\Delta E = -0,14 - 0,85 < 0 \Rightarrow$  keine Reaktion

- h. **Au/Au<sup>3+</sup>** 1,42V  
**Ag/Ag<sup>+</sup>** 0,80V  
 $\Delta E = 0,80 - 1,42 < 0 \Rightarrow$  keine Reaktion

- i. **H<sub>2</sub>/H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>** 0,00V Das stärkste Reduktionmittel Fe reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>. Das Reduktionmittel Fe wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das Oxidationsmittel H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).  
**Fe/Fe<sup>3+</sup>** -0,04V  
**Fe/Fe<sup>2+</sup>** -0,41V  
 $\Delta E = 0,00 - (-0,41) > 0 \Rightarrow$  spontane Redoxreaktion

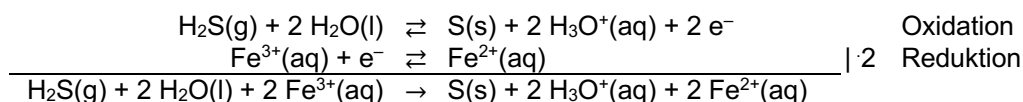


- j.  $\text{Cl}^-/\text{Cl}_2$  1,36V Das stärkste Reduktionmittel Al reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel  $\text{H}_2/\text{H}_3\text{O}^+$  0,00V  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Das Reduktionmittel Al wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das  $\text{Al}/\text{Al}^{3+}$  -1,66V Oxidationsmittel  $\text{H}_3\text{O}^+$  wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).  
 $\Delta E = 0,00 - (-1,66) > 0 \Rightarrow$  spontane Redoxreaktion

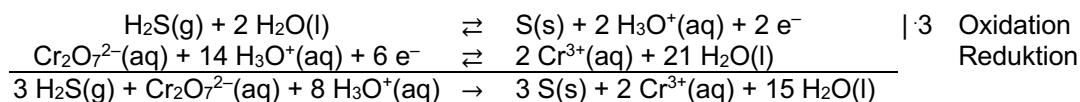


- k.  $\text{Cl}^-/\text{Cl}_2$  1,36V  
 $\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}$  0,52V  
 $\text{Cu}/\text{Cu}^+$  0,34V  
 $\text{H}_2/\text{H}_3\text{O}^+$  0,00V  
 $\Delta E = 0,00 - 0,34 < 0 \Rightarrow$  keine Reaktion

- l.  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$  0,77V Das stärkste Reduktionmittel  $\text{H}_2\text{S}$  reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel  $\text{H}_2\text{S}/\text{S}$  0,14V  $\text{Fe}^{3+}$ . Das Reduktionmittel  $\text{H}_2\text{S}$  wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das  $\text{Fe}/\text{Fe}^{3+}$  -0,04V Oxidationsmittel  $\text{Fe}^{3+}$  wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).  
 $\Delta E = 0,77 - 0,14 > 0 \Rightarrow$  spontane Redoxreaktion



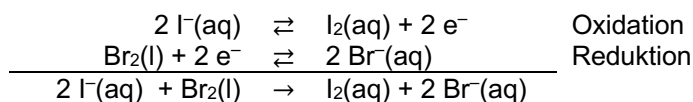
- m.  $\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  1,33V Das stärkste Reduktionmittel  $\text{H}_2\text{S}$  reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel  $\text{H}_2\text{S}/\text{S}$  0,14V  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ . Das Reduktionmittel  $\text{H}_2\text{S}$  wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das  $\text{K}/\text{K}^+$  -2,92V Oxidationsmittel  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).  
 $\Delta E = 1,33 - 0,14 > 0 \Rightarrow$  spontane Redoxreaktion



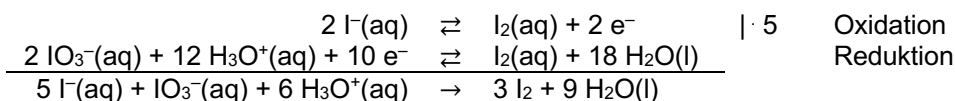
- n.  $\text{Cl}^-/\text{Cl}_2$  1,36V  
 $\text{H}_2\text{S}/\text{S}$  0,14V  
 $\text{Na}/\text{Na}^+$  -2,71V  
 $\Delta E = -2,71 - 0,14 < 0 \Rightarrow$  keine Reaktion

- o.  $\text{Cl}^-/\text{Cl}_2$  1,36V  
 $\text{Br}^-/\text{Br}_2$  1,07V  
 $\text{Na}/\text{Na}^+$  -2,71V  
 $\Delta E = 1,07 - 1,36 < 0 \Rightarrow$  keine Reaktion

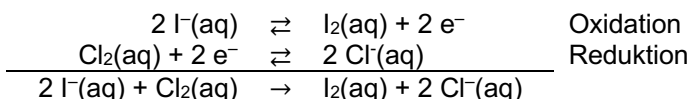
- p.  $\text{Br}^-/\text{Br}_2$  1,07V Das stärkste Reduktionmittel  $\text{I}^-$  reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel  $\text{I}^-/\text{I}_2$  0,54V  $\text{Br}_2$ . Das Reduktionmittel  $\text{I}^-$  wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das  $\text{Na}/\text{Na}^+$  -2,71V Oxidationsmittel  $\text{Br}_2$  wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).  
 $\Delta E = 1,07 - 0,54 > 0 \Rightarrow$  spontane Redoxreaktion



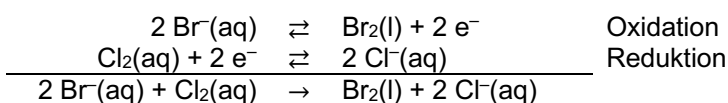
- q.  $\text{I}_2/\text{IO}_3^-$  1,20V Das stärkste Reduktionmittel  $\text{I}^-$  reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel  $\text{I}^-/\text{I}_2$  0,54V  $\text{IO}_3^-$ . Das Reduktionmittel  $\text{I}^-$  wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das  $\text{Na}/\text{Na}^+$  -2,71V Oxidationsmittel  $\text{IO}_3^-$  wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).  
 $\Delta E = 1,20 - 0,54 > 0 \Rightarrow$  spontane Redoxreaktion



- r.  $\text{Cl}^{-}/\text{Cl}_2$  1,36V Das stärkste Reduktionmittel  $\text{I}^{-}$  reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel  $\text{Cl}_2$ . Das Reduktionmittel  $\text{I}^{-}$  wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das Oxidationsmittel  $\text{Cl}_2$  wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).  
 $\Delta E = 1,36 - 0,54 > 0 \Rightarrow$  spontane Redoxreaktion

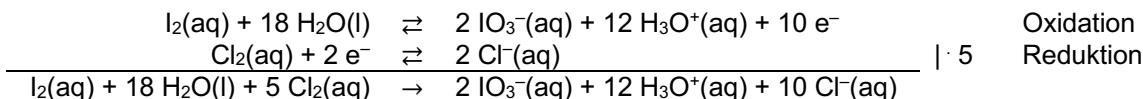


- s.  $\text{Cl}^{-}/\text{Cl}_2$  1,36V Das stärkste Reduktionmittel  $\text{Br}^{-}$  reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel  $\text{Cl}_2$ . Das Reduktionmittel  $\text{Br}^{-}$  wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das Oxidationsmittel  $\text{Cl}_2$  wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).  
 $\Delta E = 1,36 - 1,07 > 0 \Rightarrow$  spontane Redoxreaktion

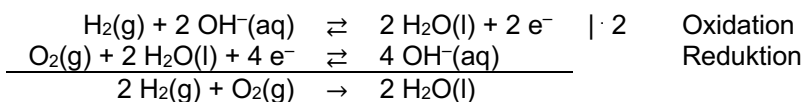


- t.  $\text{F}^{-}/\text{F}_2$  2,87V  
 $\text{Cl}^{-}/\text{Cl}_2$  1,36V  
 $\text{Na}/\text{Na}^{+}$  -2,71V  
 $\Delta E = 1,36 - 2,87 < 0 \Rightarrow$  keine Reaktion

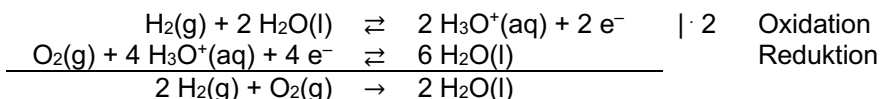
- u.  $\text{Cl}^{-}/\text{Cl}_2$  1,36V Das stärkste Reduktionmittel  $\text{I}_2$  reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel  $\text{Cl}_2$ .  
 $\text{I}_2/\text{IO}_3^{-}$  1,20V Das Reduktionmittel  $\text{I}_2$  wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das Oxidationsmittel  $\text{Cl}_2$  wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).  
 $\Delta E = 1,36 - 1,20 > 0 \Rightarrow$  spontane Redoxreaktion



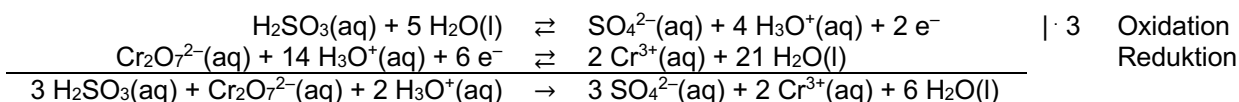
- v.  $\text{OH}^{-}/\text{O}_2$  0,40V Das stärkste Reduktionmittel  $\text{H}_2$  reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel  $\text{O}_2$ . Das Reduktionmittel  $\text{H}_2$  wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das Oxidationsmittel  $\text{O}_2$  wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).  
 $\Delta E = 0,40 - (-0,83) > 0 \Rightarrow$  spontane Redoxreaktion

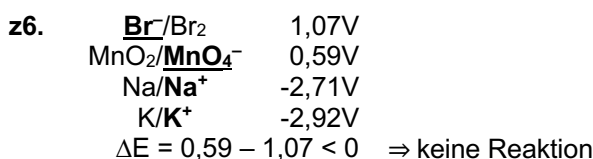
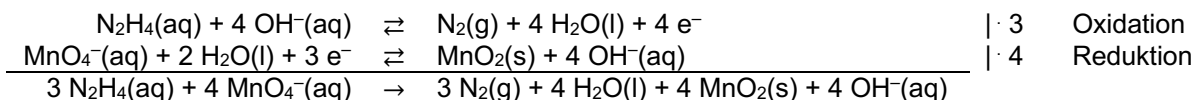
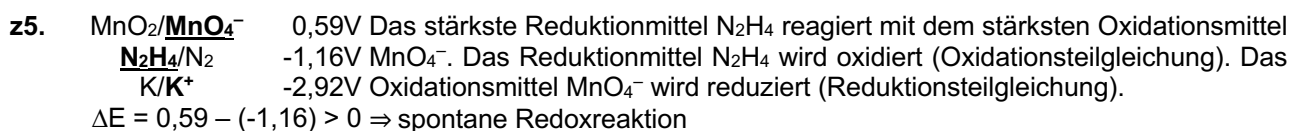
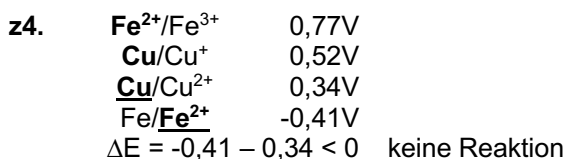
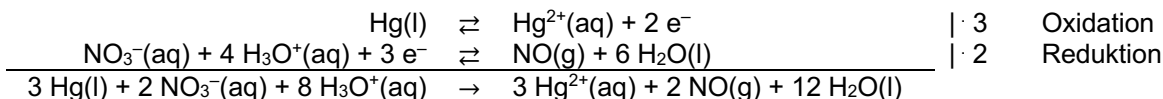
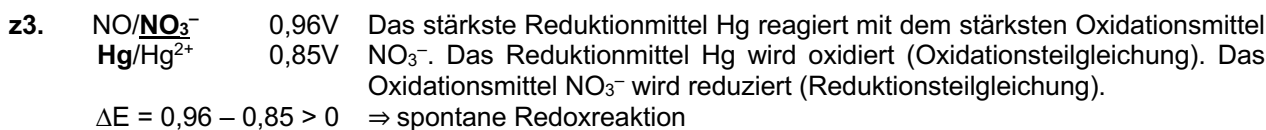
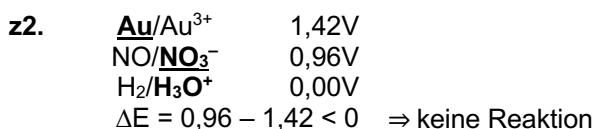
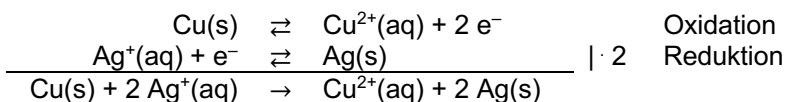
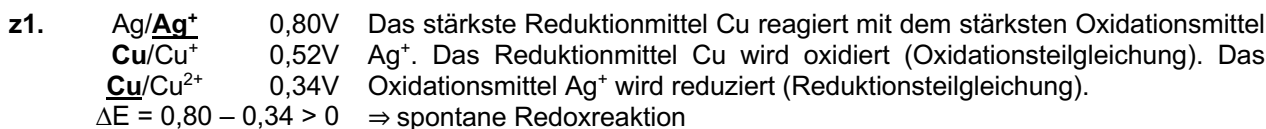
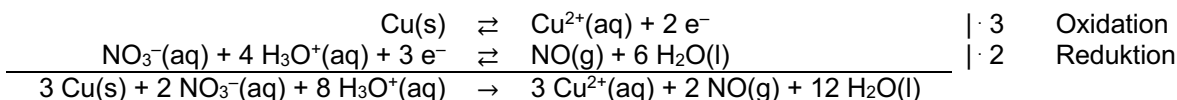
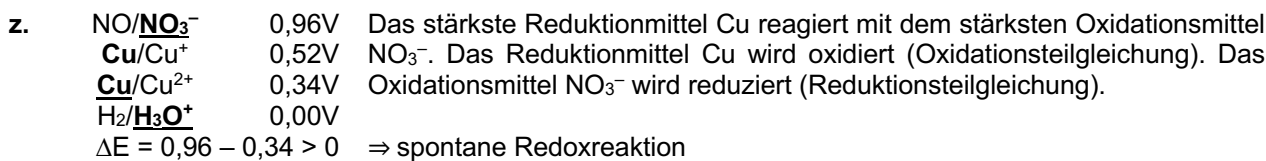
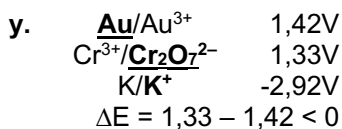


- w.  $\text{H}_2\text{O}/\text{O}_2$  1,23V Das stärkste Reduktionmittel  $\text{H}_2$  reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel  $\text{O}_2$ . Das Reduktionmittel  $\text{H}_2$  wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das Oxidationsmittel  $\text{O}_2$  wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).  
 $\Delta E = 1,23 - 0,00 > 0 \Rightarrow$  spontane Redoxreaktion

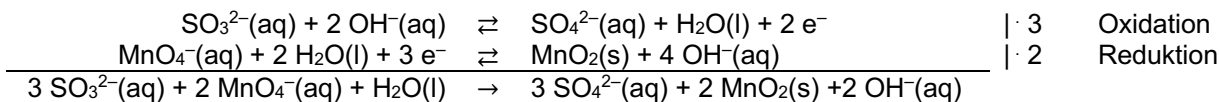


- x.  $\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  1,33V Das stärkste Reduktionmittel  $\text{H}_2\text{SO}_3$  reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ . Das Reduktionmittel  $\text{H}_2\text{SO}_3$  wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das Oxidationsmittel  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).  
 $\Delta E = 1,33 - 0,20 > 0 \Rightarrow$  spontane Redoxreaktion

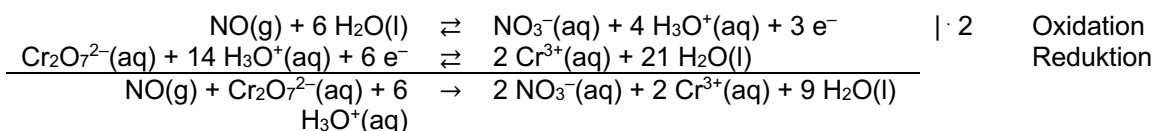




- z7.**  $\text{MnO}_2/\underline{\text{MnO}_4^-}$  0,59V Das stärkste Reduktionmittel  $\text{SO}_3^{2-}$  reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel  $\text{MnO}_4^-$ . Das Reduktionmittel  $\text{SO}_3^{2-}$  wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das Oxidationsmittel  $\text{MnO}_4^-$  wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).  
 $\underline{\text{SO}_3^{2-}/\text{SO}_4^{2-}}$  -0,92V  
 $\text{Na}/\text{Na}^+$  -2,71V  
 $\text{K}/\text{K}^+$  -2,92V  
 $\Delta E = 0,59 - (-0,92) > 0 \Rightarrow$  spontane Redoxreaktion

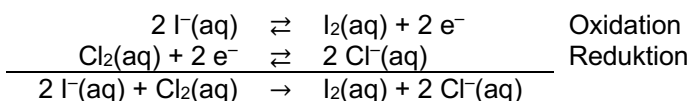


- z8.**  $\text{Cr}^{3+}/\underline{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}}$  1,33V Das stärkste Reduktionmittel NO reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ . Das Reduktionmittel NO wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das Oxidationsmittel  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).  
 $\underline{\text{NO}/\text{NO}_3^-}$  0,96V  
 $\text{K}/\text{K}^+$  -2,92V  
 $\Delta E = 1,33 - 0,96 > 0 \Rightarrow$  spontane Redoxreaktion

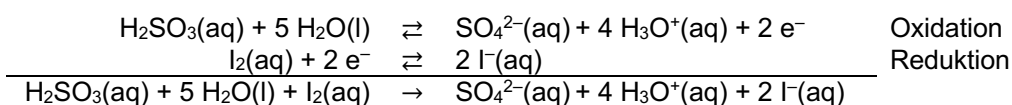


- z9.**  $\text{F}^-/\text{F}_2$  2,87V  
 $\underline{\text{NO}/\text{NO}_3^-}$  0,96V  
 $\text{Ag}/\underline{\text{Ag}^+}$  0,80V  
 $\Delta E = 0,80 - 0,96 < 0 \Rightarrow$  keine Reaktion

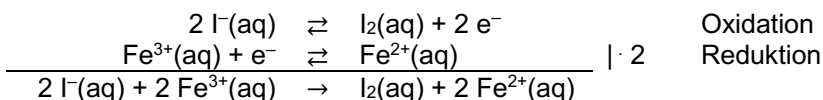
- z10.**  $\text{Cl}^-/\underline{\text{Cl}_2}$  1,36V Das stärkste Reduktionmittel  $\text{I}^-$  reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel  $\text{Cl}_2$ . Das Reduktionmittel  $\text{I}^-$  wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das Oxidationsmittel  $\text{Cl}_2$  wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).  
 $\underline{\text{I}^-/\text{I}_2}$  0,54V  
 $\text{K}/\text{K}^+$  -2,92V  
 $\Delta E = 1,36 - 0,54 > 0 \Rightarrow$  spontane Redoxreaktion



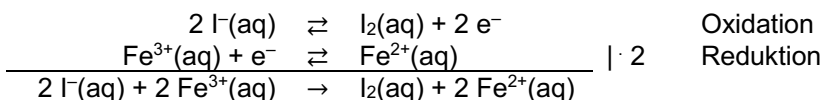
- z11.**  $\text{I}_2/\text{IO}_3^-$  1,20V Das stärkste Reduktionmittel  $\text{H}_2\text{SO}_3$  reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel  $\text{I}_2$ . Das Reduktionmittel  $\text{H}_2\text{SO}_3$  wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das Oxidationsmittel  $\text{I}_2$  wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).  
 $\underline{\text{H}_2\text{SO}_3/\text{SO}_4^{2-}}$  0,20V  
 $\Delta E = 0,54 - 0,20 > 0 \Rightarrow$  spontane Redoxreaktion



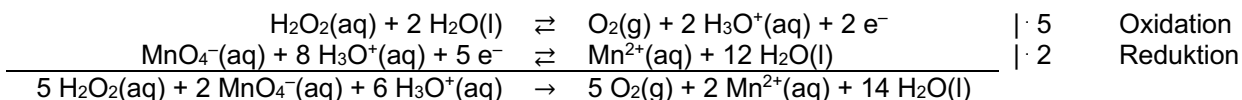
- z12.**  $\text{Fe}^{2+}/\underline{\text{Fe}^{3+}}$  0,77V Das stärkste Reduktionmittel  $\text{I}^-$  reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel  $\text{Fe}^{3+}$ . Das Reduktionmittel  $\text{I}^-$  wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das Oxidationsmittel  $\text{Fe}^{3+}$  wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).  
 $\underline{\text{I}^-/\text{I}_2}$  0,54V  
 $\text{Fe}/\text{Fe}^{3+}$  -0,04V  
 $\text{Na}/\text{Na}^+$  -2,71V  
 $\Delta E = 0,77 - 0,54 > 0 \Rightarrow$  spontane Redoxreaktion



- z13.**  $\text{SO}_4^{2-}/\underline{\text{S}_2\text{O}_8^{2-}}$  2,00V Das stärkste Reduktionmittel  $\text{I}^-$  reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ . Das Reduktionmittel  $\text{I}^-$  wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das Oxidationsmittel  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$  wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).  
 $\underline{\text{I}^-/\text{I}_2}$  0,54V  
 $\text{Na}/\text{Na}^+$  -2,71V  
 $\text{K}/\text{K}^+$  -2,92V  
 $\Delta E = 2,00 - 0,54 > 0 \Rightarrow$  spontane Redoxreaktion



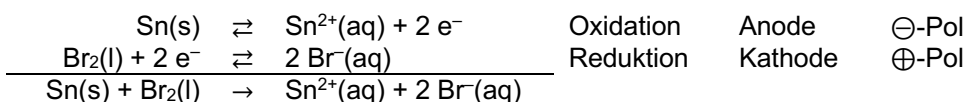
- z14.**  $\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-$  1,49V Das stärkste Reduktionmittel  $\text{H}_2\text{O}_2$  reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel  $\text{H}_2\text{O}_2/\text{O}_2$  0,68V  $\text{MnO}_4^-$ . Das Reduktionmittel  $\text{H}_2\text{O}_2$  wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das  $\text{K}^+/\text{K}$  -2,92V Oxidationsmittel  $\text{MnO}_4^-$  wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).  
 $\Delta E = 1,49 - 0,68 > 0 \Rightarrow$  spontane Redoxreaktion



2. Bei galvanischen Zellen welche aus einem Metall und einer Salzlösung bestehen, muss man die anionischen Atomgruppen ( $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ , ...) nicht in Betracht ziehen.

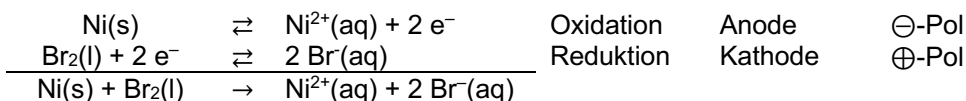
- a.**  $\text{Sn}/\text{Sn}^{2+}$  //  $\text{Br}_2/\text{Br}/\text{Pt}$   
 Anode                      Kathode  
 $\ominus$ -Pol                       $\oplus$ -Pol

$\text{Br}^-/\text{Br}_2$  1,07V Das stärkste Reduktionmittel Sn reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel  $\text{Br}_2$ .  
 $\text{Sn}/\text{Sn}^{2+}$  -0,14V Das Reduktionmittel Sn wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das Oxidationsmittel  $\text{Br}_2$  wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).  
 $\Delta E = 1,07 - (-0,14) > 0 \Rightarrow$  spontane Redoxreaktion



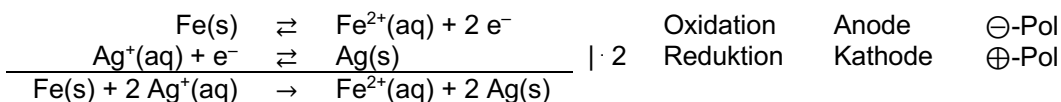
- b.**  $\text{Ni}/\text{Ni}^{2+}$  (c = 1 mol·L<sup>-1</sup>) //  $\text{Br}_2/\text{Br}/\text{Pt}$   
 Anode                      Kathode  
 $\ominus$ -Pol                       $\oplus$ -Pol

$\text{Br}^-/\text{Br}_2$  1,07V Das stärkste Reduktionmittel Ni reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel  $\text{Br}_2$ .  
 $\text{Ni}/\text{Ni}^{2+}$  -0,23V Das Reduktionmittel Ni wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das Oxidationsmittel  $\text{Br}_2$  wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).  
 $\Delta E = 1,07 - (-0,23) > 0 \Rightarrow$  spontane Redoxreaktion



- c.**  $\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}$  //  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$   
 Anode                      Kathode  
 $\ominus$ -Pol                       $\oplus$ -Pol

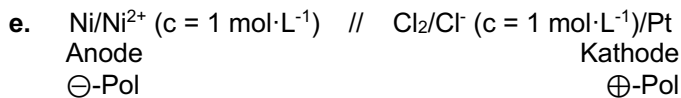
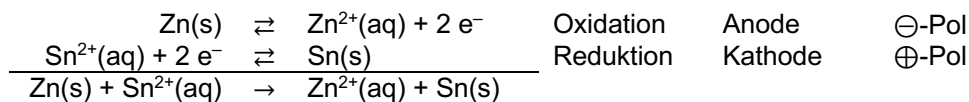
$\text{Ag}/\text{Ag}^+$  0,80V Das stärkste Reduktionmittel Fe reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel  $\text{Ag}^+$ .  
 $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$  0,77V Das Reduktionmittel Fe wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das Oxidationsmittel  $\text{Ag}^+$  wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).  
 $\text{Fe}/\text{Fe}^{3+}$  -0,04V  
 $\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}$  -0,41V  
 $\Delta E = 0,80 - (-0,41) > 0 \Rightarrow$  spontane Redoxreaktion



- d.**  $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}$  (c = 1 mol·L<sup>-1</sup>) //  $\text{Sn}^{2+}$  (c = 1 mol·L<sup>-1</sup>)/Sn  
 Anode                      Kathode  
 $\ominus$ -Pol                       $\oplus$ -Pol

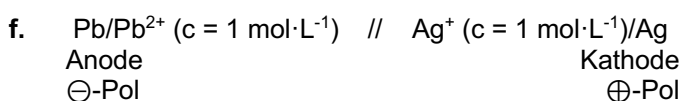
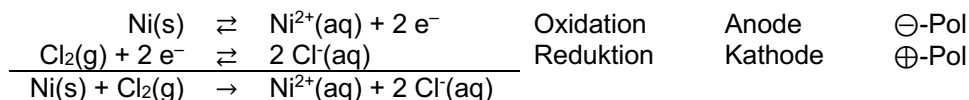
$\text{Sn}/\text{Sn}^{2+}$  -0,14V Das stärkste Reduktionmittel Zn reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel  $\text{Sn}^{2+}$ . Das Reduktionmittel Zn wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das Oxidationsmittel  $\text{Sn}^{2+}$  wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).  
 $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}$  -0,76V  
 $\Delta E = -0,14 - (-0,76) > 0 \Rightarrow$  spontane Redoxreaktion





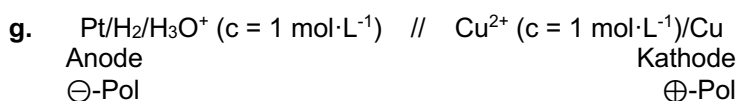
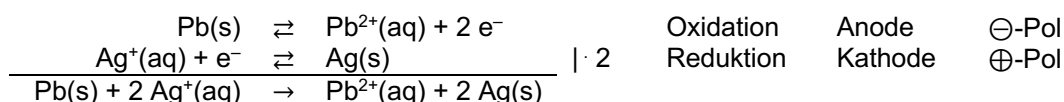
**Cl<sup>-</sup>/Cl<sub>2</sub>** 1,36V Das stärkste Reduktionmittel Ni reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel Cl<sub>2</sub>.  
**Ni/Ni<sup>2+</sup>** -0,23V Das Reduktionmittel Ni wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das Oxidationsmittel Cl<sub>2</sub> wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).

$$\Delta E = 1,36 - (-0,23) > 0 \Rightarrow \text{spontane Redoxreaktion}$$



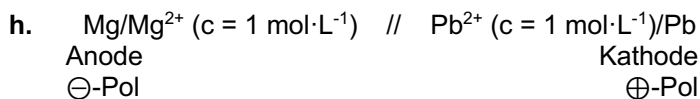
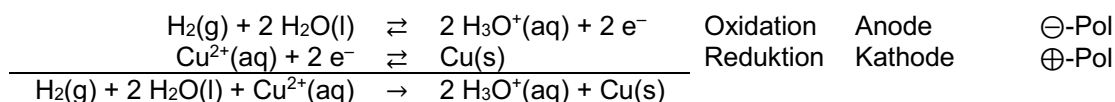
**Ag/Ag<sup>+</sup>** 0,80V Das stärkste Reduktionmittel Pb reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel Ag<sup>+</sup>.  
**Pb/Pb<sup>2+</sup>** -0,13V Das Reduktionmittel Pb wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das Oxidationsmittel Ag<sup>+</sup> wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).

$$\Delta E = 0,80 - (-0,13) > 0 \Rightarrow \text{spontane Redoxreaktion}$$



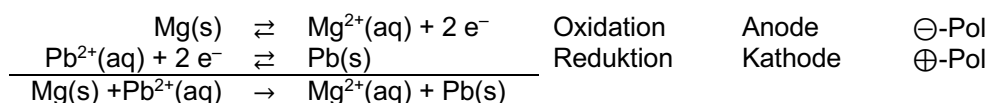
**Cu/Cu<sup>2+</sup>** 0,34V Das stärkste Reduktionmittel H<sub>2</sub> reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel Cu<sup>2+</sup>.  
**H<sub>2</sub>/H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>** 0,00V Das Reduktionmittel H<sub>2</sub> wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das Oxidationsmittel Cu<sup>2+</sup> wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).

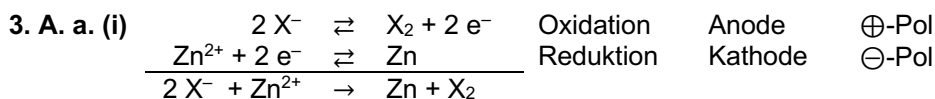
$$\Delta E = 0,34 - 0,00 > 0 \Rightarrow \text{spontane Redoxreaktion}$$



**Pb/Pb<sup>2+</sup>** -0,13V Das stärkste Reduktionmittel Mg reagiert mit dem stärksten Oxidationsmittel Pb<sup>2+</sup>.  
**Mg/Mg<sup>2+</sup>** -2,38V Das Reduktionmittel Mg wird oxidiert (Oxidationsteilgleichung). Das Oxidationsmittel Pb<sup>2+</sup> wird reduziert (Reduktionsteilgleichung).

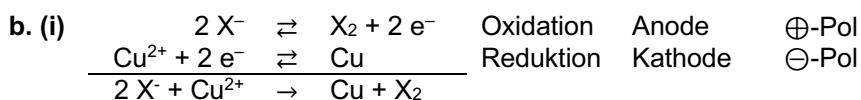
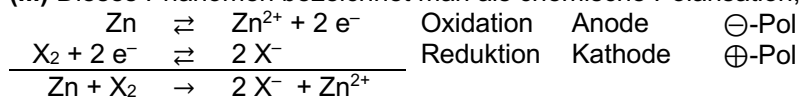
$$\Delta E = -0,13 - (-2,38) > 0 \Rightarrow \text{spontane Redoxreaktion}$$





- (ii) Kathode: Bildung eines metallisch glänzenden (grauen) Feststoffs aus Zink: Zink-Elektrode  
 Anode: Bildung von gelb-grünem Chlorgas ( $X^- = Cl^-(aq)$ ,  $X_2 = Cl_2(g)$ ): Chlor-Elektrode  
 Bildung einer gelb-roten Lösung, Brom ( $X^- = Br^-(aq)$ ,  $X_2 = Br_2(l)$ ): Brom-Elektrode  
 Bildung einer tief-braunen Lösung, Iod ( $X^- = I^-(aq)$ ,  $X_2 = I_2(aq)$ ): Iod-Elektrode

(iii) Dieses Phänomen bezeichnet man als chemische Polarisation, es ist eine galvanische Zelle entstanden:



- (ii) Kathode: Bildung eines roten Feststoffs aus Kupfer: Kupfer-Elektrode  
 Anode: Bildung von gelb-grünem Chlorgas ( $X^- = Cl^-(aq)$ ,  $X_2 = Cl_2(g)$ ): Chlor-Elektrode  
 Bildung einer gelb-roten Lösung, Brom ( $X^- = Br^-(aq)$ ,  $X_2 = Br_2(l)$ ): Brom-Elektrode  
 Bildung einer tief-braunen Lösung, Iod ( $X^- = I^-(aq)$ ,  $X_2 = I_2(aq)$ ): Iod-Elektrode

(iii) Dieses Phänomen bezeichnet man als chemische Polarisation, es ist eine galvanische Zelle entstanden:

