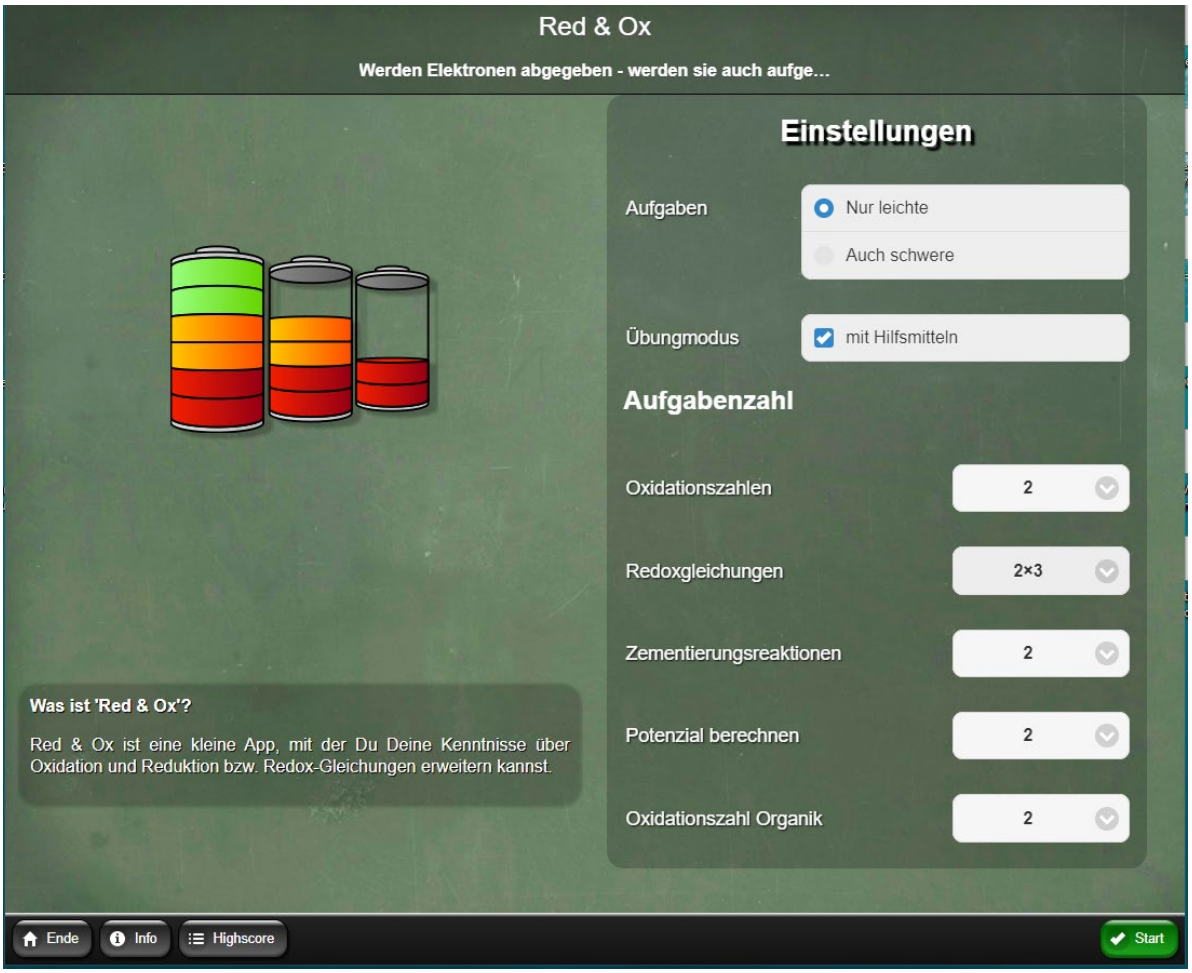
# AK MiniLabor

## 3. Kategorie: Üben & Trainieren (quantitativ)

## Red & Ox

**Programmbeschreibung:**
Die App bietet Übungsfragen zur Elektronenabgabe und -aufnahme in 6 unterschiedlichen Übungen. (Genaueres bei der Bedienung)

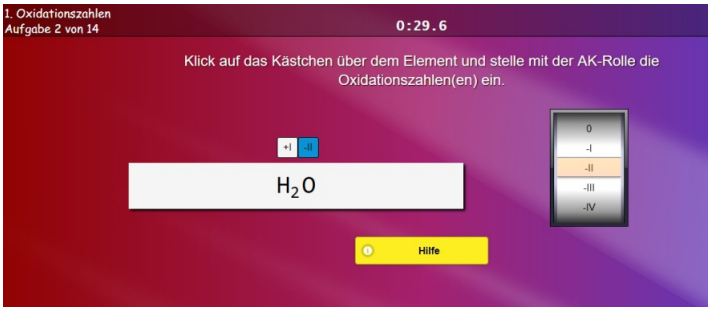
**Bedienung:**




**Hilfsmittel:**
Klickt man auf den Button, wird eine Hilfsseite mit Definitionen, (Faust-)Regeln für Oxidationszahlen und die Nernst- Gleichung eingeblendet.
**Will man Übungen nicht durchführen, kann man die entsprechende Aufgabenzahl auf „0“ setzen.**

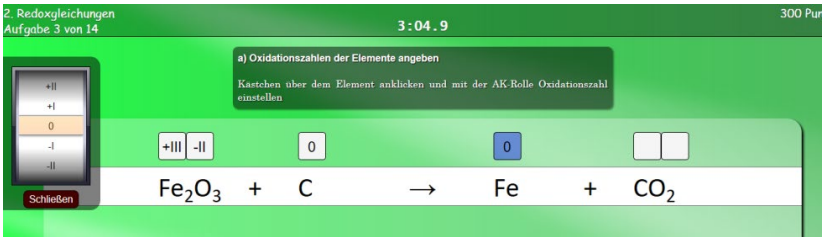
## 1. Oxidationszahlen

Es wird ein Ion vorgegeben, und man muss die Kästchen darüber anklicken. Es erscheint dann eine Rolle mit Oxidationszahlen; darauf soll die Oxidationszahl des entsprechenden Elementes eingestellt werden. Benutzt man die App zum ersten Mal oder hat Schwierigkeiten, kann man sich mit Klick auf "Übersicht" die Regeln für die Oxidationszahlen anzeigen lassen. Der Klick auf "Hilfe" zeigt an, welche Regel in diesem Fall zu beachten ist.

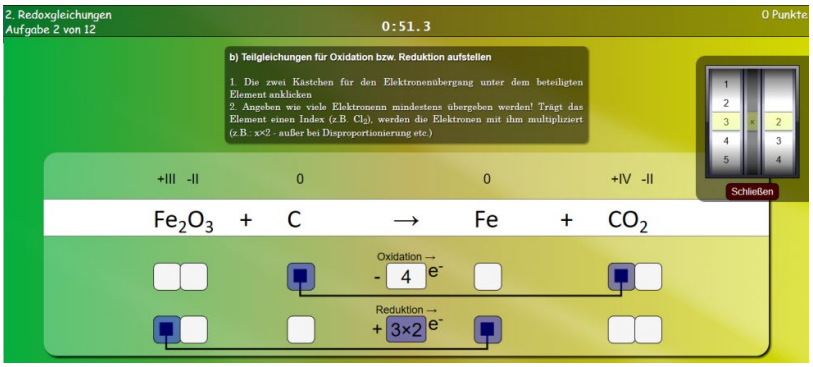



## 2. Redoxgleichungen

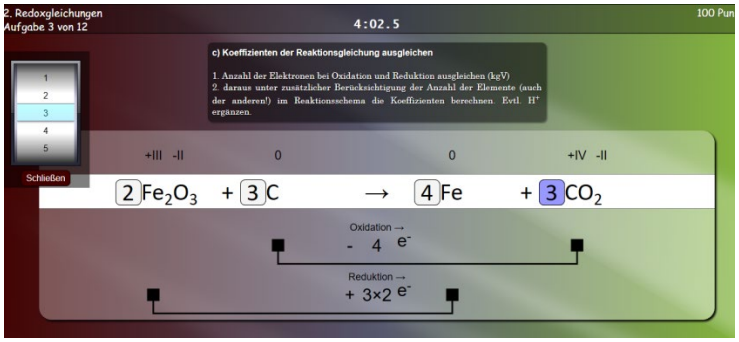
Hier wird die Reaktionsgleichung eines RedOx-Vorganges vorgegeben.
Im <u>ersten</u> Schritt sollte man wie vorher die Kästchen über den einzelnen Stoffen anklicken und mit der AK-Rolle die Oxidationszahlen einstellen.




Im <u>zweiten</u> Teil müssen das Kästchen unter dem Element, welches oxidiert wird und im rechten Teil das der oxidierten Form desselben Elements angeklickt werden. Der Oxidationsschritt wird dann durch eine Klammer gekennzeichnet. Unter dem Reaktionspfeil ist anzugeben wie viele Elektronen bei der Oxidation abgegeben wurden. Entsprechend verfährt man beim Reduktionsvorgang.

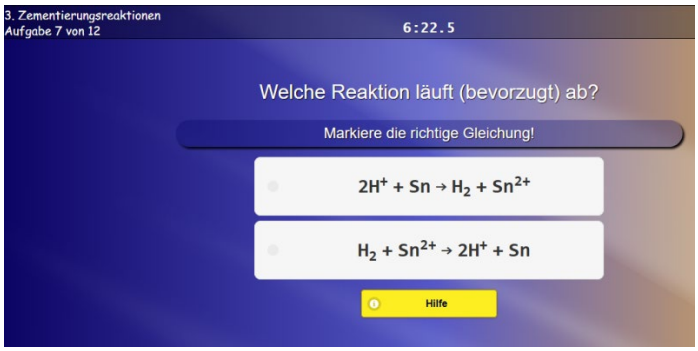



Im <u>dritten</u> Teil müssen noch die einzelnen Koeffizienten in der Reaktionsgleichung angeklickt und auch auf einer Rolle eingestellt werden.



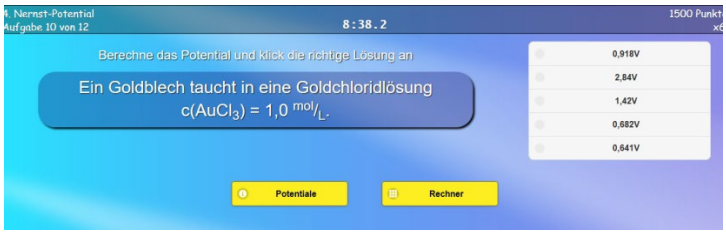
## 3. Zementierungsreaktionen

Es werden beide Richtungen einer Redoxgleichung gegeben und man muss diejenige antippen, die bevorzugt abläuft. Mit "Hilfe" kann man sich einige Normalpotenziale anzeigen lassen.




## 4. Potenzial Berechnen

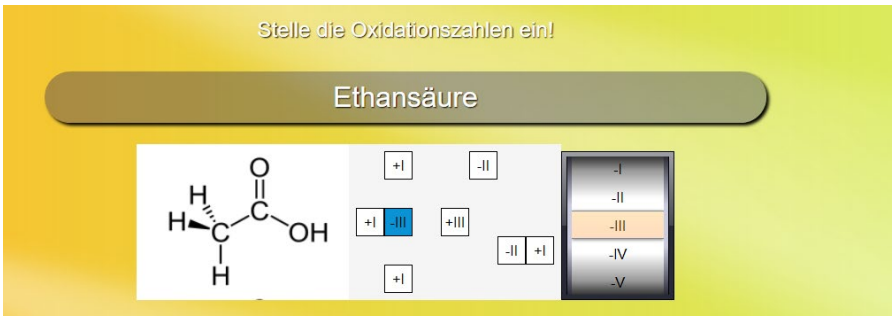
Es ist das Potenzial für eine Redoxreaktion zu berechnen. Für die Lösung sind fünf Potenziale angegeben, von denen eine anzuklicken ist. Als Hilfe kann man mit dem Knopf "Potenziale" die verschiedenen Normalpotenziale aufrufen. Ebenso gibt es zur Unterstützung einen "Rechner".




## 5. Oxidationszahlen in der Organik

Es wird links eine organische Verbindung vorgegeben und daneben sind Kästchen so angeordnet wie die Elemente.

Man klickt auf das jeweilige Kästchen und gibt die Oxidationszahl wieder durch Drehen der Rolle ein. In der Hilfe "Übersicht" muss man nach unten scrollen zu "Oxidationszahlen in der Organik".



**Der Aufgabenvorrat:**

**1. Oxidationszahlen**

Kategorie: leicht

| | |
|---|---|
| Bromid-Ion | -I |
| | $Br^-$ |
| Hydrid-Ion | -I |
| | $H^-$ |
| Ammoniak | -III,+I |
| | $NH_3$ |
| Eisen-Ion | +III |
| | $Fe^{3+}$ |
| Kupfer-Ion | +II |
| | $Cu^{2+}$ |
| Magnesium | 0 |
| | Mg |
| Natrium-chlorid | +I,-I |
| | NaCl |

| | |
|---|---|
| Chlorid-Ion | -I |
| | $Cl^-$ |
| Hydroxid-Ion | -II,+I |
| | $OH^-$ |
| Barium-Ion | +II |
| | $Ba^{2+}$ |
| Hydrogen-Ion | +I |
| | $H^+$ |
| Sauerstoff (Gas) | 0 |
| | $O_2$ |
| Kupfer | 0 |
| | Cu |

| | |
|---|---|
| Fluorid-Ion | -I |
| | $F^-$ |
| Aluminium-Ion | +III |
| | $Al^{3+}$ |
| Calcium-Ion | +II |
| | $Ca^{2+}$ |
| Kalium-Ion | +I |
| | $K^+$ |
| Wasserstoff (Gas) | 0 |
| | $H_2$ |
| Wasser | +I,-II |
| | $H_2O$ |

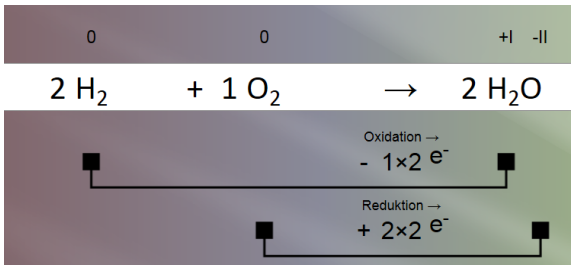
Kategorie: schwer

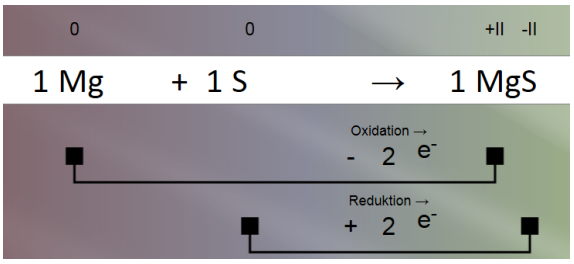
| | |
|---|---|
| Ammonium-Ion | -III,+I |
| | $NH_4^+$ |
| Chlorat-Ion | +VII,-II |
| | $ClO_4^-$ |
| Dihydrogen-phosphat-Ion | +I,+V,-II |
| | $H_2PO_4^-$ |

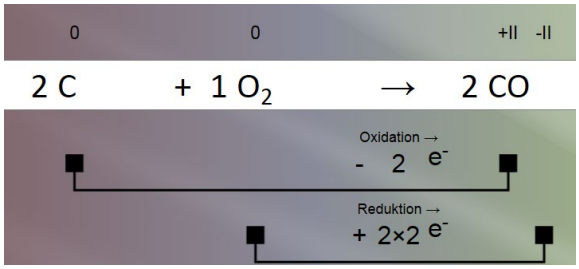
| | |
|---|---|
| Carbonat-Ion | +IV,-II |
| | $CO_3^{2-}$ |
| Chromat-Ion | +VI,-II |
| | $CrO_4^{2-}$ |
| Kaliumper-manganat | +I,+VII,-II |
| | $KMnO_4^-$ |

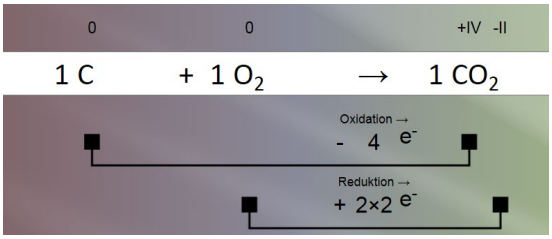
| | |
|---|---|
| Oxonium-Ion | +I,-II |
| | $H_3O^+$ |
| Dichromat-Ion | +VI,-II |
| | $Cr_2O_7^{2-}$ |
| Schwefel-säure | +I,+VI,-II |
| | $H_2SO_4$ |

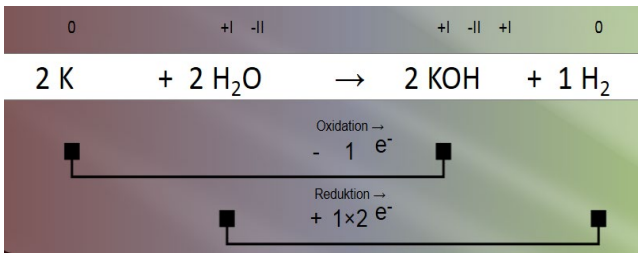
**2. RedOxgleichungen mit Ladungszahlen, Oxidation und Reduktion, Elektronen und Koeffizienten**
**Kategorie: leicht**

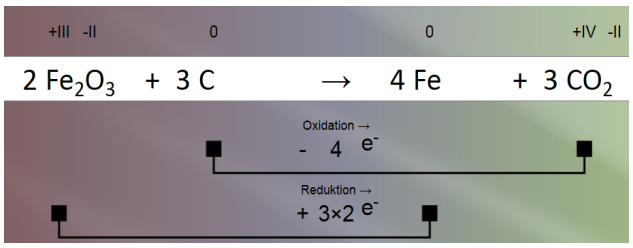


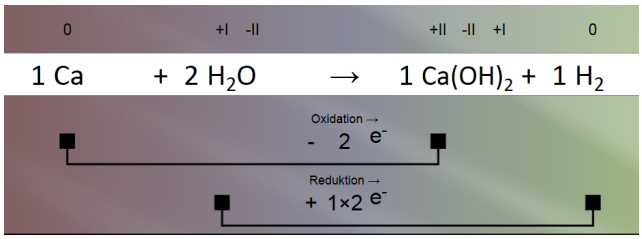



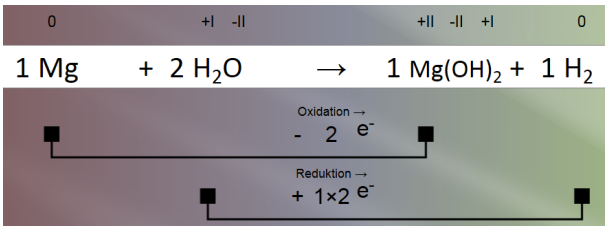



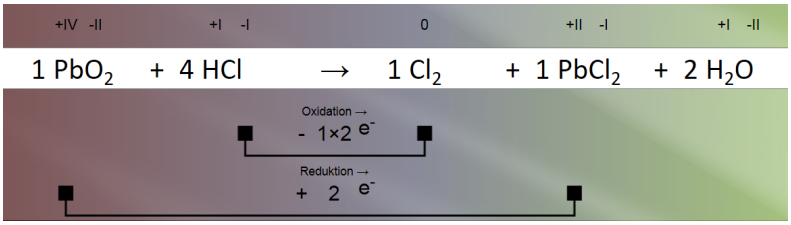





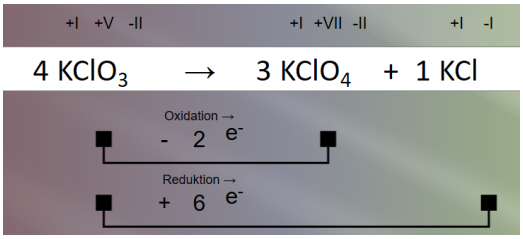



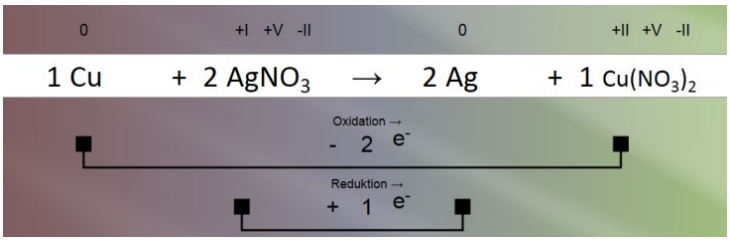



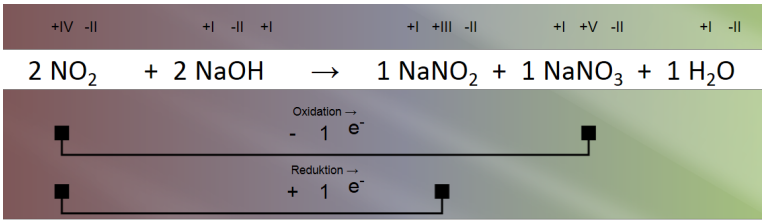



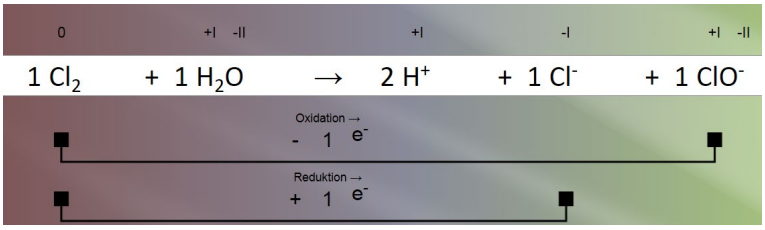



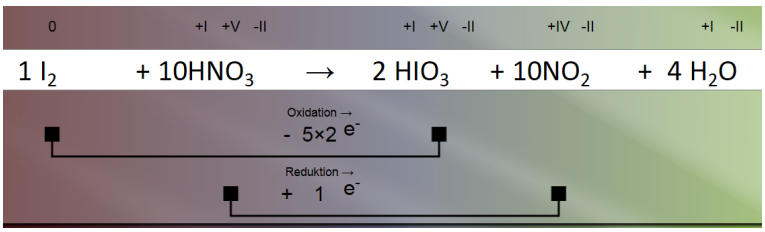

**Kategorie: schwer**

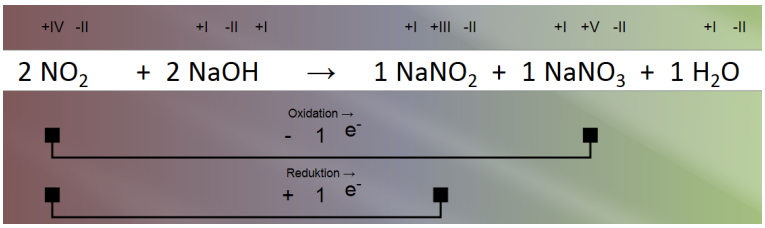


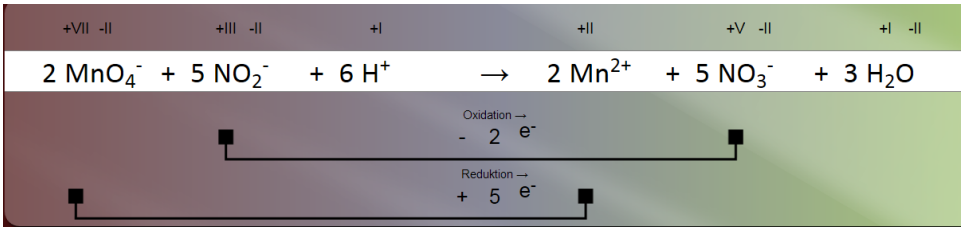



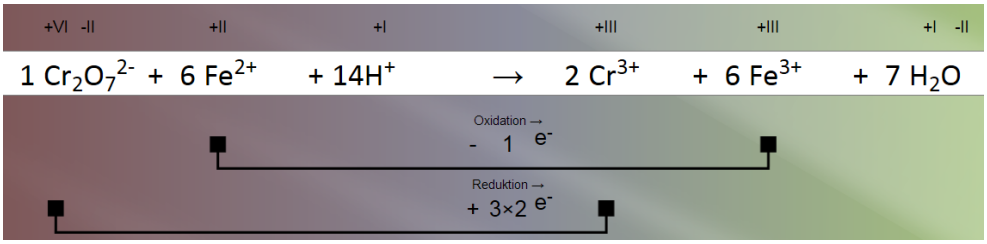



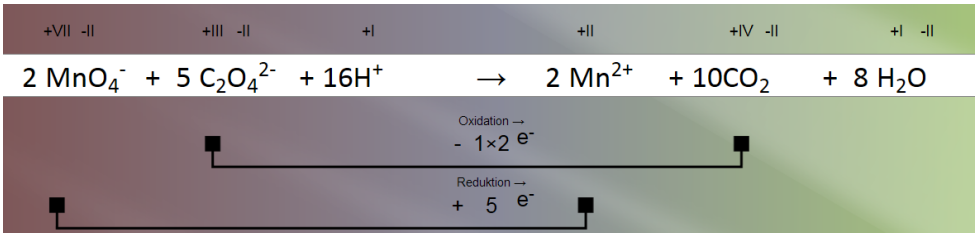



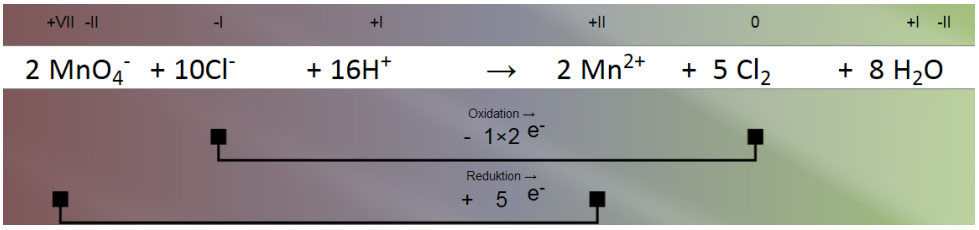



**3. Zementierungsreaktionen:**

| | | |
|---|---|---|
| $Au + 3\ Ag^+$ | --> $Au^{3+} + 3\ Ag$ | oder <u>$Au^{3+} + 3\ Ag$ --> $Au + 3\ Ag$</u> |
| $Cu^{2+} + 2\ Ag$ | --> $Cu + 2\ Ag^+$ | oder <u>$Cu + 2\ Ag^+$ --> $Cu^{2+} + 2\ Ag$</u> |
| $Pb^{2+} + 2\ Ag$ | --> $Pb + 2\ Ag^+$ | oder <u>$Pb + 2\ Ag^+$ --> $Pb^{2+} + 2\ Ag$</u> |
| $Zn^{2+} + 2\ Ag$ | --> $Zn + 2\ Ag^+$ | oder <u>$Zn + 2\ Ag^+$ --> $Zn^{2+} + 2\ Ag$</u> |
| $Cu + 2\ Br^-$ | --> $Cu^{2+} + Br_2$ | oder <u>$Cu^{2+} + Br_2$ --> $Cu + 2\ Br^-$</u> |
| $Zn^{2+} + H_2$ | --> $Zn + 2\ H^+$ | oder <u>$Zn + 2\ H^+$ --> $Zn^{2+} + H_2$</u> |
| $2\ Cl^- + Br_2$ | --> $Cl_2 + 2\ Br^-$ | oder <u>$Cl_2 + 2\ Br^-$ --> $2\ Cl^- + Br_2$</u> |

$Zn^{2+} + 2\ Cl^-$ --> $Zn + Cl_2$ oder $\underline{Zn + Cl_2 \text{-->} Zn^{2+} + 2\ Cl^-}$

$Zn^{2+} + Sn$ --> $Zn + Sn^{2+}$ oder $\underline{Zn + Sn^{2+} \text{-->} Zn^{2+} + Sn}$

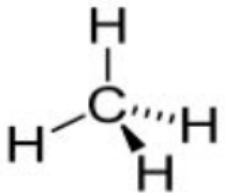
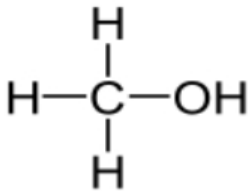
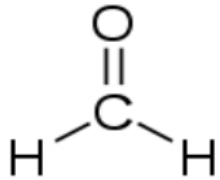
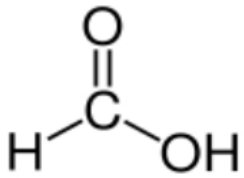
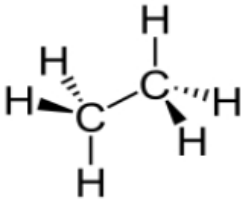
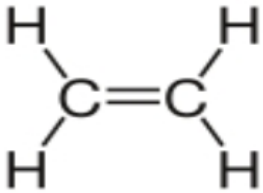
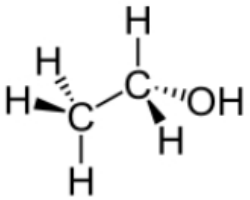
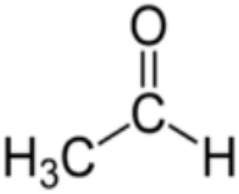
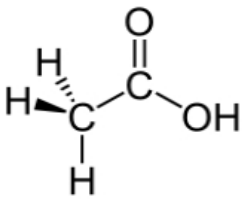
$Sn^{2+} + H_2$ --> $2H^+ + Sn$ oder $\underline{2H^+ + Sn \text{-->} H_2 + Sn^{2+}}$

$Zn^{2+} + Pb$ --> $Zn + Pb^{2+}$ oder $\underline{Zn + Pb^{2+} \text{-->} Zn^{2+} + Pb}$

**4. Potenzialberechnungen**

| | | V | V | V | V | V | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| l | Wasserstoff sprudelt um eine Pt-Elektrode in Salzsäure c(HCl) = 1,0 mol/L | 0,0 | -0,76 | 0,859 | 0,35 | 0,641 | E = 0,0 V + 0,059 V*log(1) = 0,0 V |
| l | Ein Bleiblech taucht in Bleinitratlösung $c(Pb(NO_3)_2$ = 1,0 mol/L | 0,918 | 0,00 | 0,13 | 0,682 | -0,13 | E =- 0,13V +0,0295V*log(1) = -0,13 V |
| l | Ein Goldblech taucht in eine Goldchloridlösung $c(AuCl_3)$= 1 mol/L | 0,918 | 2,84 | 1,42 | 0,682 | 0,641 | E = 1,42 V + 0,020 V * log(1) = 1,42 V |
| l | Ein Silberblech taucht in Silbernitratlösung $c(AgNO_3)$ = 1 mol/L | 1,234 | 0,80 | 0,859 | 0,741 | 0,641 | E = 0,8 V + 0,059 V * log(1) = 0,800 V |
| l | Ein Zinkblech taucht in eine Zinksulfatlösung $c(ZnSO_4)$ = 1 mol/L | -0,731 | -0,76 | 0,859 | -0,79 | 0,641 | E = -0,76V + 0,0295V * log(1) = - 0,76 V |
| l | Ein Kupferblech taucht in Kupfersulfatlösung $c(CuSO_4)$ = 1 mol/L | -0,731 | -0,35 | 0,35 | -0,79 | 0,641 | E = 0,35 V + 0,0295 V * log(1) = 0,35 V |
| | | | | | | | |
| s | Ein Silberblech taucht in Silbernitratlösung $c(AgNO_3)$ = 0,5 mol/L | 1,234 | 0,782 | 0,859 | 0,741 | 0,641 | E = = 0,8V + 0,059V * log(0,5) = 0,782 V |
| s | Ein Zinkblech taucht in eine Zinksulfatlösung $c(ZnSO_4)$ = 0,1 mol/L | -0,731 | -0,769 | 0,859 | -0,79 | 0,641 | E = -0,76V+ 0,0295V*log(0,1) = - 0,79V |
| s | Ein Silberblech taucht in Silbernitratlösung $c(AgNO_3)$ = 0,001 mol/L | 0,918 | 0,80 | 0,859 | 0,682 | 0,623 | E = =0,8V+0,059V*log(0,001) = 0,623 V |
| s | Ein Silberblech taucht in Silbernitratlösung $c(AgNO_3)$ = 0,1 mol/L | 1,234 | 0,80 | 0,859 | 0,741 | 0,641 | E = =0,8V+0,059V*log(0,1) = 0,741 V |
| s | Ein Silberblech taucht in Silbernitratlösung $c(AgNO_3)$ = 0,01 mol/L | 0,918 | 0,80 | 0,859 | 0,682 | 0,641 | E = =0,8V+0,059V*log(0,01) = 0,682 V |

**5. Oxidationszahlen in der Organik**

| Methan | Methanol |
|---|---|
|   +I; +I -IV +I; +I |   +I; +I -II -II +I; +I |
| **Methanal** | **Methansäure** |
|   -II; 0; +I +I |   -II; +II; +I -II +I |
| **Ethan** | **Ethen** |
|   +I +I; +I -III -III +I; +I +I |   +I +I; -II -II; +I +I |
| **Ethin** | **Ethanol** |
| +I -I -I +I |   +I +I; +I -III -I -II +I; +I +I |
| **Ethanal** | **Ethansäure** |
|   +I -II; +I -III +I; +I; +I |   +I -II; +I -III +III; -II +I; +I |