

# REDOX-REAKTIONEN

Allgemein			
Vorgang	Frühere Definition	Heutige Definition	Beispiele
Oxidation	Aufnahme von Sauerstoff	Elektronen-Abgabe	$Na \rightarrow Na^+ + e^-$
Reduktion	Abgabe von Sauerstoff	Elektronen-Aufnahme	$Cu^+ + e^- \rightarrow Cu^0$

Redoxvorgang = gekoppelte Oxidation und Reduktion (= Elektronenübertragungsreaktionen)

	Reduktionsmittel	Formale Trennung in Halbreaktionen	Magnesium verbrennt mit einer weissen Flamme
(1)	Oxidation	$A^m \rightarrow A^{(m+x)} + xe^-$	$2Mg \rightarrow 2Mg^{2+} + 4e^-$
(2)	Reduktion	$B^n + xe^- \rightarrow B^{(n-x)}$	$O_2 + 4e^- \rightarrow 2O^{2-}$
Redox-Paar	Redoxreaktion	$A^m + B^n \leftrightarrow A^{(m+x)} + B^{(n-x)}$	$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$

Oxidationszahlen (EN-negativeres Ion bezieht $e^-$ )	reale	arabische Ziffern	$Ca^{2+}$	[1 + , 2 -]
	zugeordnete	römische Ziffern	$(Cr_2^{+VI}O_7^{-II})^{2-}$	[+I, -II]

Ladungserhalt, Masseerhalt: Gleiche Ladung und Masse auf beiden Seiten der Reaktion

Einzeichnen	
$2H_2^0 + O_2^0 \rightarrow 2H_2^{+I}O^{-II}$ <p>2(+2e<sup>-</sup>) Reduktion 4(-1e<sup>-</sup>) Oxidation</p>	<p>Oxidationsmittel: <math>O_2</math> (läuft Reduktion)</p> <p>Reduktionsmittel: <math>H_2</math> (läuft Oxidation)</p>

## Sprengstoffe

Eigenschaften	Diagramm
rasch zersetzen Wärme freigeben erhebliche Gasmengen produzieren Brennstoff und Sauerstoff zusammen	

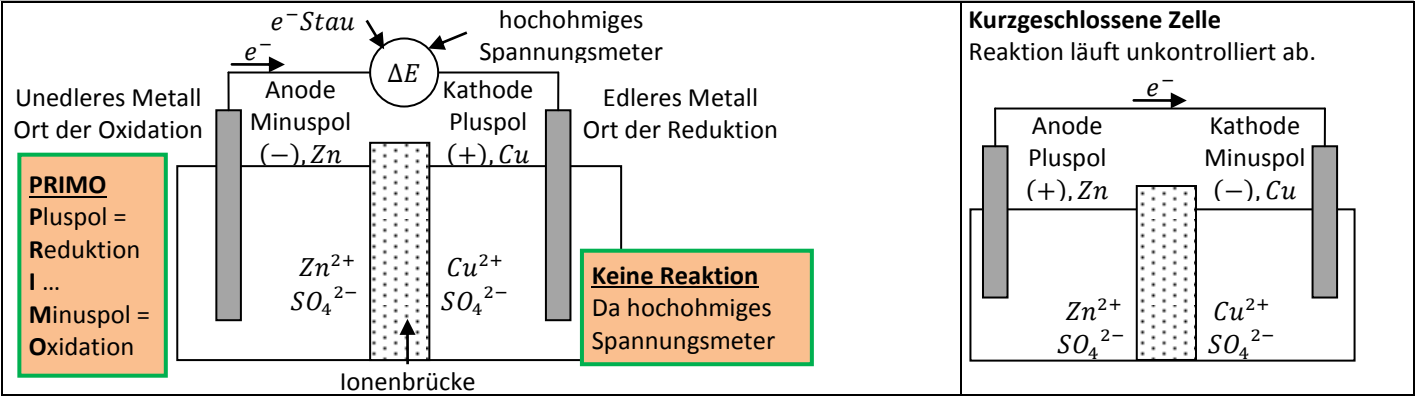
## Beispiele

Ammoniumnitrat	$(NH_4)(NO_3)$	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Temperaturentwicklung gering</li> <li>• Mischung mit ca. 10% Heizöl</li> </ul>
Nitroglycerin	$C_3H_5(NO_3)_3$	<ul style="list-style-type: none"> <li>• flüssig</li> <li>• extrem reibungs- und schlagempfindlich</li> </ul>
Trinitrotoluol (TNT)	$C_6H_2(CH_3)(NO_2)_3$	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Festkörper</li> <li>• handhabungssicher, stossunempfindlich</li> </ul>
Schwarzpulver	75% Kaliumnitrat $KNO_3$ 10% Schwefel, 15% Kohle	<ul style="list-style-type: none"> <li>• hohe Zündempfindlichkeit</li> <li>• günstig</li> </ul>

**Unedle und edle Metalle**

Ein Metall ist umso edler, je schwerer das Metall seine  $e^-$  abgibt, je leichter seine Kationen  $e^-$  aufnehmen

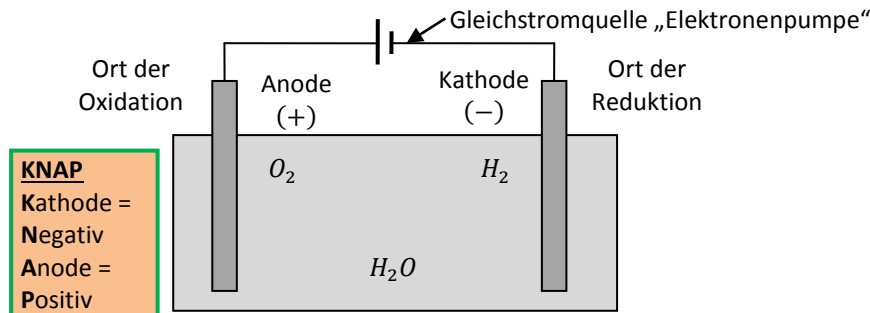
**Daniell-Element**



<b>Oxidation</b>	$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$	$E^0_{Ox} = 0.763$
<b>Reduktion</b>	$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$	$E^0_{Red} = 0.337$
<b>Redoxreaktion</b>	$Zn + Cu^{2+} \leftrightarrow Zn^{2+} + Cu$	$\Delta E^0 = E^0_{Red} + E^0_{Ox}$
$\Delta G = -n * F * \Delta E^0$	$= -2 * 96500 \frac{As}{mol} * 1.097V$	$= -212 \frac{kJ}{mol}$

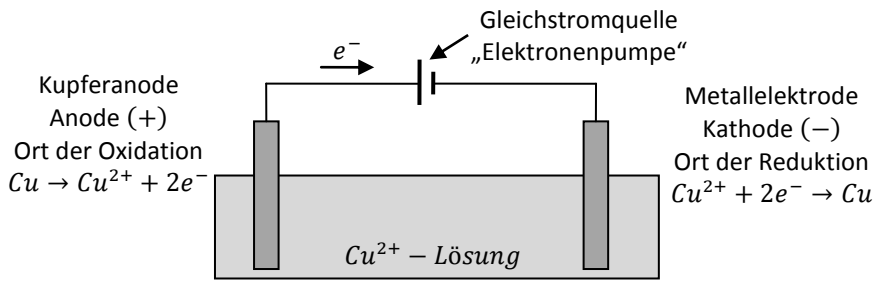
$\Delta G = -n * F * \Delta E^0$ $\Delta E = \Delta E^0 - \frac{R * T}{n * F} * \ln(K^*)$ $\Delta E = \Delta E^0 - \frac{0.059V}{n} * \log(K^*)$ $K^* = \frac{c(C)^{\gamma} * c(D)^{\delta}}{c(A)^{\alpha} * c(B)^{\beta}}$	$\Delta G$	freie Enthalpie	$\frac{kJ}{mol}$
	$n$	Anzahl übertragener $e^-$	
	$F$	Faraday-Konstante	$96'500 \frac{C}{mol}$
	$\Delta E^0$	Potentialdifferenz bei Standardbedingungen	$V$
	$K^*$	Reaktionsquotient der Redoxreaktion	-

**Elektrolyse (Erzwungene Redox-Reaktion)**



<b>Oxidation</b>	$4O^{(-II)}H^- \rightarrow O^{(0)}_2 + 2H_2O + 4e^-$	$E^0_{Ox} = -0.40V$
<b>Reduktion</b>	$4H^{(+I)}_2O + 4e^- \rightarrow 2H^{(0)}_2 + 4OH^-$	$E^0_{Red} = -0.83V$
<b>Redoxreaktion</b>	$2H_2O \leftrightarrow 2H_2 + O_2$	$\Delta E = -1.23V$

**Galvanisieren (Abscheidung von Metallen auf leitfähigen Oberflächen)**



$G = I * t = (n * z) * F$	$G$	Ladungsmenge	$A * s$
	$n$	Abgeschiedene Stoffmenge des Metalls in M	$mol$
	$z$	Zahl der verschobenen Elektronen	-

**Chemische Reaktionen**

<b>Reaktionstypen</b>	<b>Löslichkeit</b>	Auflösungsreaktion	$NaCl_{(f)} \rightarrow Na^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$
		Fällungsreaktion	$BaCl_{2(aq)} + Na_2SO_{4(aq)} \rightarrow BaSO_{4(f)} + NaCl_{(aq)}$
	<b>Komplexe</b>	Komplexbildungsreaktion	$CoCl_2 + 6H_2O \rightarrow [Co(H_2O)_6]Cl_2$
		Ligandaustausch	$[Co(H_2O)_6]Cl_2 + 6NH_3 \rightarrow [Co(NH_3)_6]Cl_2 + 6H_2O$
	<b>Säure-Base-Reaktionen (Proton-Übertragung)</b>		$HCl + NaOH \rightarrow H_2O + NaCl$
<b>Redox-Reaktion (Elektronen-Übertragung)</b>		$2Na^{+I}Cl^{-I} \rightarrow 2Na^0 + Cl_2^0$	

**Korrosion**

**Definition**

Reaktion eines metallischen Werkstoffes mit seiner Umgebung, meist elektrochemisch

**Bedingungen**

- Kontaktierung verschiedener edler Metalle mit unterschiedlichem Potential  $E^0$
- lokal unterschiedliche Konzentrationen von metall-kontaktierenden Stoffen, z.B. Sauerstoff

**Lokalelemente**

Dabei bilden sich in meist wässrigen Lösungen sog. Lokalelemente, kurzgeschlossene Zellen, deren Elektrodenoberflächen sehr klein sind.

**Batterien**

$W_{theor} = U * I * t = \Delta E^0 * n * F$	$W_{prakt} = \Delta W_{theor} - E_{oe} - E_{os} - E_p$
--	--