

DIE REDOXREAKTION1) DEFINITIONEN

Eine Redoxreaktion = Reaktion mit Elektronenübertragung	
sie teilt sich in	
Oxidation = Elektronenabgabe	Reduktion = Elektronenaufnahme
z.B.: $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2\oplus} + 2 \text{e}^{\ominus}$	z.B.: $\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^{\ominus} \rightarrow 2\text{Cl}^{\ominus}$
zusammen ergibt sich eine Reaktion mit Elektronenübertragung:	
$\text{Mg} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$	
Magnesium (Mg-Metall) wird zum Magnesium(II)-Ion ($\text{Mg}^{2\oplus}$) oxidiert (gibt Elektronen ab)	Chlor (Cl_2) wird zum Chloridion (Cl^{\ominus}) reduziert (nimmt Elektronen auf)
Magnesium ist hier das Reduktionsmittel (wird selber oxidiert), da es seinen Reaktionspartner reduziert.	Chlor ist hier das Oxidationsmittel (wird selber reduziert), da es seinen Reaktionspartner oxidiert.

2) DIE OXIDATIONSZAHL

Die Oxidationszahl (OZ) gibt die Ladung eines Atoms in einer Verbindung an:

Um die OZ aller Atome einer Verbindung anzugeben, muss man die **fixe Ladung bestimmter Elemente in Verbindungen** kennen, um die Ladung der Elemente mit variabler Ladung zu berechnen:

Die **Summe aller OZ** muss wieder die **Ladung des gesamten Teilchens** ergeben.

Elemente mit fixer Ladung in Verbindungen:	Ladung
Gruppe 1: H, Li, Na, K...	+1
Gruppe 2: Be, Mg, Ca, Ba, Sr...	+2
Gruppe 17: F, Cl, Br, I	-1 (außer in Verbindung mit Sauerstoff: variabel)
Sauerstoff	-2 (außer in Peroxiden: -1)

Beispiel: H_2SO_4 :

- bekannte OZ: 2x **H** mit +1 und 4x **O** mit -2
- Gesamtladung: 0 (H_2SO_4 ist ein neutrales Molekül)
- unbekannte OZ : S (Schwefel)
- Rechnung: $\text{H} + \text{H} + \text{O} + \text{O} + \text{O} + \text{O} + \text{S} = 0$
 $(+1) + (+1) + (-2) + (-2) + (-2) + (-2) + ? = 0$
 $2 - 8 + ? = 0$

Schwefel hat demnach in dieser Verbindung die OZ: ? = +6

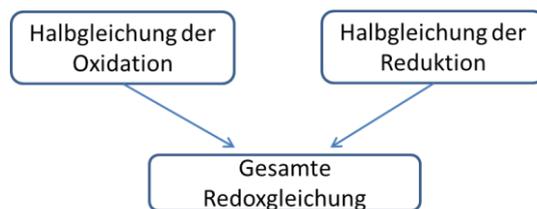
Die OZ wird über die Elemente in einer Verbindung geschrieben:

+1	+6	-2
H ₂	S	O ₄

3) DIE REDOXGLEICHUNG

Man erstellt zuerst die beiden „**Halbgleichungen**“ (Oxidation und Reduktion) einzeln.

Anschließend wird daraus die Gesamtgleichung erstellt.



Erstellen der ausgeglichenen Halbgleichungen:	Gibt man zu einer Sulfitlösung (SO_3^{2-}) das starke Oxidationsmittel Dichromat ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) zu, entstehen Sulfat-Ionen (SO_4^{2-}) und Chrom(III)-Ionen (Cr^{3+})	
1. Das zusammengehörige Edukt/Produktpaar wird in einer Gleichung angeschrieben	$\text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$
2. Das reagierende Teilchen (jenes Element, welches die Oxidationszahl ändert) wird multiplikativ ausgeglichen	$\text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+}$
3. Alle Sauerstoffe werden mit Wasser ausgeglichen	$\text{SO}_3^{2-} + 1 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$
4. Alle Wasserstoffe werden mit H^+ -Ionen ausgeglichen	$\text{SO}_3^{2-} + 1 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{H}^+$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$
5. Die Ladung wird mit Elektronen ausgeglichen	$\text{SO}_3^{2-} + 1 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$
Addieren der beiden Halbgleichungen		
1. Die Halbgleichungen werden so multipliziert, dass sie die gleiche Anzahl an Elektronen enthalten	$3 \text{SO}_3^{2-} + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{SO}_4^{2-} + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^-$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$
2. Die Halbgleichungen werden addiert	$3 \text{SO}_3^{2-} + 3 \text{H}_2\text{O} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 3 \text{SO}_4^{2-} + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- + 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$	
3. Alle Teilchen die auf beiden Seiten auftauchen können gekürzt werden (die Elektronen <i>müssen</i> sich vollständig herauskürzen!)	$3 \text{SO}_3^{2-} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 8 \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{Cr}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	

4) STÄRKE DER REDUKTION BZW OXIDATION: DAS STANDARDPOTENTIAL E°

Die Stärke eines Oxidations- bzw-Reduktionsmittels wird mit dem „Standardpotential“ E° in Volt (auch Standardredoxpotential genannt) angegeben:

Dieser Wert gibt an wie „leicht“ ein Stoff Elektronen aufnimmt oder abgibt.

[Analog zum Standardpotential wird bei den Säuren die Stärke durch den pK_S -Wert angegeben - dieser beschreibt wie „leicht“ eine Säure ihr Proton abgibt.]

Redoxpaar		Standard- -potential E°	
oxidierte Form	reduzierte Form		
Li^+	Li <i>lassen sich</i>	-3,04 V	Die Reaktion $Li^+ + e^- \rightarrow Li$ läuft sehr „schlecht“ ab (d.h. mit viel Energieaufwand)
Na^+	Na <i>leicht</i>	-2,71 V	
Mg^{2+}	Mg <i>oxidieren</i>	-2,36 V	
Al^{3+}	Al	-1,66 V	
H_2O	$H_2 + OH^-$	-0,83 V	
Zn^{2+}	Zn	-0,76 V	
Fe^{2+}	Fe	-0,41 V	
Ni^{2+}	Ni	-0,23 V	
Sn^{2+}	Sn	-0,14V	
Pb^{2+}	Pb	-0,13 V	
Fe^{3+}	Fe	-0,04 V	Die Reaktion $F_2 + 2 e^- \rightarrow 2 F^-$ läuft sehr „leicht“ ab Die Reaktion $2 F^- \rightarrow F_2 + 2 e^-$ läuft sehr „schlecht“ ab (d.h. mit viel Energieaufwand)
H^+	H_2	0,000V	
Cu^{2+}	Cu	+0,34 V	
<i>lassen sich</i> Ag^+	Ag	+0,80 V	
<i>leicht</i> $O_2 + H^+$	H_2O	+1,23 V	
Au^+	Au	+1,69V	
<i>reduzieren</i> F_2	$2F^-$	+2,87 V	

Metalle mit positivem E° nennt man Edelmetalle: diese liegen bevorzugt ungeladen vor
Metalle mit negativem E° nennt man unedle Metalle: diese liegen bevorzugt geladen (in Verbindungen) vor.

5) DONATOR-AKZEPTOR-KONZEPT:

Die Einteilung der Reaktionsarten (Säure/Base und Redox) in Vorgänge bei welchen bestimmte Teilchen (Protonen= H^+ oder Elektronen= e^-) aufgenommen und abgegeben werden, nennt man das **Donator-Akzeptor-Prinzip**

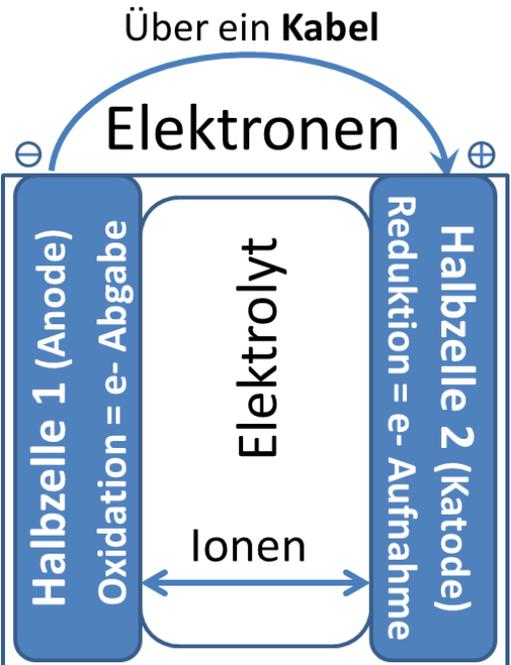
Donator (gibt ab)	Akzeptor (nimmt auf)
Säuren geben H^+ ab	Basen nehmen H^+ auf
Reduktionsmittel geben e^- ab	Oxidationsmittel nehmen e^- auf

Dieses Konzept gehört zu den grundlegenden Prinzipien in der Chemie. Ein weiteres grundlegendes Prinzip ist das **Struktur-Eigenschaften-Konzept**: Die Eigenschaften eines Stoffes hängen von der Struktur der Moleküle, bzw. kleinsten Teilchen ab.

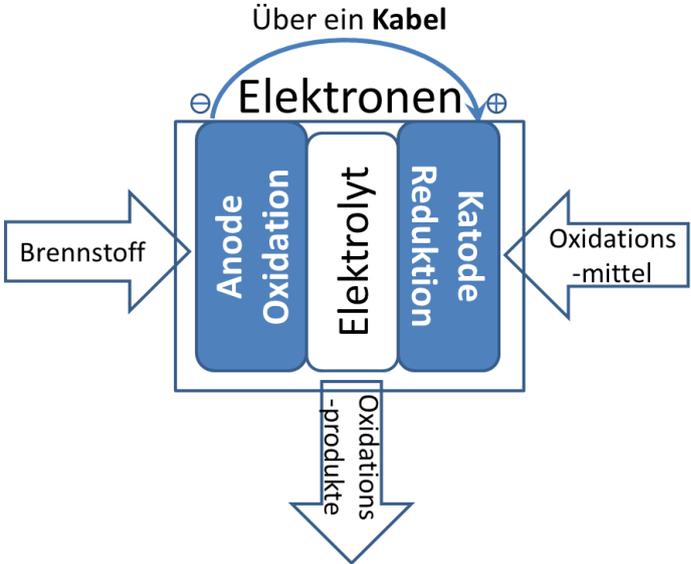
6) CHEMIE UND ELEKTRISCHER STROM

Eine **galvanische Zelle** wandelt chemische in elektrische Energie um. Dazu werden Oxidation und Reduktion räumlich getrennt: Es genügen zwei verschiedene Elektroden (= fester Elektronenleiter; z.B. ein Eisennagel und ein verzinkter Nagel) in einem Elektrolyten [= *Medium in dem Ionen wandern können*] (z.B. eine Kartoffel)
 Die **Katode** ist immer an der Elektrode mit der **Reduktion**
 Die **Anode** ist immer an der Elektrode mit der **Oxidation**

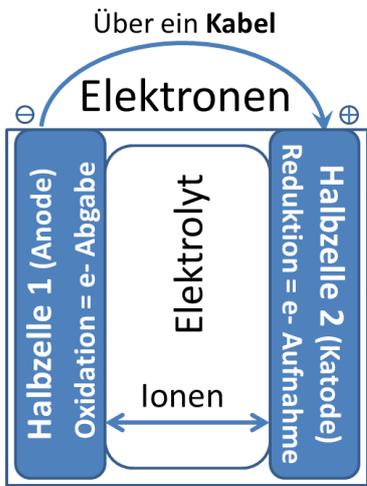
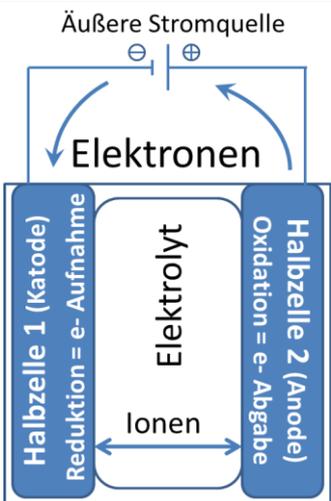
Primärzelle: nicht wieder aufladbare galvanische Zelle, auch „Batterie“

Prinzip	Beispiel: Alkali-Batterie
	 <p>für Taschenlampen etc...: MnO₂ (an einem Graphitleiter) reagiert mit Zinkpulver (an einem Messingleiter), Elektrolyt ist das alkalische Kaliumhydroxid:</p> <p>Reduktion von Mn(IV) zu Mn(III) => Katode $\text{MnO}_2 + 1 \text{ e}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO(OH)} + \text{OH}^-$ Elektronen werden verbraucht=> Pluspol</p> <p>Oxidation von Zn(0) zu Zn(II)=> Anode $\text{Zn} + 2 \text{ OH}^- \rightarrow \text{Zn(OH)} + 2 \text{ e}^-$ Elektronen werden erzeugt=> Minuspol</p>

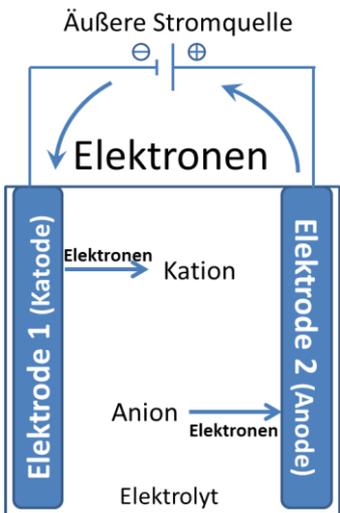
Brennstoffzelle: galvanische Zelle mit ständiger Zufuhr der Ausgangsstoffe

Prinzip	Beispiel: Die Wasserstoff-Brennstoffzelle
	<p>Wasserstoff „verbrennt“ zu Wasser Reduktion von O₂ zu O²⁻ => Katode $\text{O}_2 + 4 \text{ e}^- \rightarrow 2 \text{ O}^{2-}$ Elektronen werden verbraucht=> Pluspol</p>  <p>Oxidation von H₂ zu H⁺=> Anode $\text{H}_2 \rightarrow 2 \text{ H}^+ + 2 \text{ e}^-$ Elektronen werden erzeugt=> Minuspol</p> <p>Gesamtgleichung: $2 \text{ H}_2 + \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O}$</p>

Sekundärzelle: wieder aufladbare galvanische Zelle, auch „Akkumulator“ („Lithium-Ionen-Akku“) oder Batterie („Autobatterie“)

Prinzip	Beispiel: Bleiakкумулятор „Autobatterie“
Entladen	
	 <p>Blei reagiert mit Blei(IV)oxid (PbO₂), Elektrolyt ist Schwefelsäure (H₂SO₄)</p> <p><u>Reduktion</u> von Pb(IV) zu Pb(II) => Kathode $\text{PbO}_2 + 2 \text{e}^- + 4 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$ Elektronen werden verbraucht=> Pluspol</p> <p><u>Oxidation</u> von Pb(0) zu Pb(II)=> Anode $\text{Pb} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2 \text{e}^-$ Elektronen werden erzeugt=> Minuspol</p> <p><u>Gesamtgleichung:</u> $\text{Pb} + \text{PbO}_2 + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{PbSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$</p>
Aufladen	
	<p>Durch eine äußere Stromquelle (externes Ladegerät oder Lichtmaschine) wird aus Bleisulfat wieder Blei und Bleioxid hergestellt.</p> <p><u>Oxidation</u> von Pb(II) zu Pb(IV)=> Anode $\text{PbSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PbO}_2 + 2 \text{e}^- + 4 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ Elektronen werden frei=> Pluspol des Ladegerätes nimmt diese auf</p> <p><u>Reduktion</u> von Pb(II) zu Pb(0) => Kathode $\text{PbSO}_4 + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$ Elektronen werden benötigt=> Minuspol des Ladegerätes liefert diese Elektronen</p> <p><u>Gesamtgleichung:</u> $2 \text{PbSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Pb} + \text{PbO}_2 + 2 \text{H}_2\text{SO}_4$</p>

Elektrolysezelle: Anordnung zum Erzwingen einer Redoxreaktion mittels el. Strom

Prinzip entsprechend dem Aufladen eines Akkumulators	Beispiel: technische Zerlegung von Kochsalz
	<p>Eine wässrige Kochsalzlösung wird zu Chlor und Natronlauge und Wasserstoff elektrolysiert (bevor Natriumionen reduziert werden, wird Wasser zerlegt)</p> <p>Oxidation von Cl⁻ zu Cl₂=> Anode $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$ Elektronen werden frei=> Pluspol des Ladegerätes nimmt diese auf</p> <p>Reduktion von H⁺ zu H₂ => Kathode $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$ Elektronen werden benötigt=> Minuspol des Ladegerätes liefert diese Elektronen</p>