

# Redox-Reaktionen

Bei vielen Chemie-Studenten verhasst, bieten Redox-Reaktionen sehr viele Möglichkeiten für den Unterricht: Redox-Reaktionen sind vielfältig, lebensnah, wichtig in der Technik, sie bieten „Action“ und eine Unzahl von verschiedenen Experimenten für den Unterricht sowie das Schüler-Labor!

## Welche Themen auswählen?

Welche der folgenden, üblicherweise in Schulbüchern behandelten Themen würden Sie in der Redox Chemie a.) im Grundlagenfach b.) im Schwerpunktfach behandeln?

	GF	SF
Oxidation im engeren Sinn		
Oxidation im allgemeinen Sinn		
Aufstellen von Redox-Gleichungen		
Sprengstoffe		
Die Redox-Reihe		
Die Standard-Wasserstoff-Elektrode		
Oxidationszahlen		
Das Daniell-Element		
Galvanische Elemente allg.		
Nernst-Gleichung		
Elektrolyse		
Faraday'sche Gesetze		
Alkali-Chlorid-/Membran-Elektrolyse		
Elektrochemische Raffinierung von Kupfer		
Reduktion von Metallerzen (wie Aluminium)		
Passivierung von Aluminium		
Galvanische Elemente (allgemein)		
Wegwerfbatterien		
Akkus		
Brennstoffzellen		
Korrosion		
Hochofen		

## Leitprogramm

Wo unterschiedliche Lerngeschwindigkeiten zum Problem werden, können Leitprogramme Abhilfe schaffen. Sie erlauben den Lernenden, im eigenen Tempo zu arbeiten, sie fördern Selbstverantwortung und Zusammenarbeit, und sie verschaffen der Lehrperson den nötigen Freiraum für individuelle Schülerbetreuung während des Unterrichts (Einleitung aus [http://www.swisseduc.ch/chemie/elf/kaeser\\_leitprogr.html](http://www.swisseduc.ch/chemie/elf/kaeser_leitprogr.html), C+B 4-1999.)

Das Leitprogramm dient zur Einführung der Redox-Reaktionen: Reduktion, Oxidation, Redox-Reihe, Elektrolyse, Herstellung von Aluminium und Oxidationszahlen bei Molekülen werden erklärt. Das gesamte Leitprogramm ist auf [www.fdchemie.pbworks.com](http://www.fdchemie.pbworks.com) erhältlich.

Leitprogramme zu verschiedensten Themen des Chemieunterrichts gibt es hier:

<http://www.swisseduc.ch/chemie/leitprogramme>

[http://www.educ.ethz.ch/unt/um/che/chem\\_meth](http://www.educ.ethz.ch/unt/um/che/chem_meth)

## Einstieg in die Redox-Reaktionen

Ein guter Einstieg ist für jede Lektion eminent wichtig. Noch viel mehr gilt das aber für den Einstieg in ein neues Thema! Was kennen die SchülerInnen, an das man anknüpfen kann? Womit könnte man ihr Interesse wecken? Welche Experimente bieten sich an?

## Phlogiston, Sauerstoff und Lavoisier



**Bild:**  
*Antoine Laurent de Lavoisier,  
der Vater der Oxidationstheorie.*

Kann man es sich leisten, die Phlogiston-Theorie nicht zu erwähnen? Sollen solch bedeutende historische Persönlichkeiten wie A. Lavoisier vorgestellt oder nur erwähnt werden? Macht man immer wieder mal einen historischen Exkurs, so wie oft in Lehrbüchern?

## Experimentelle Hinführung

### Oxidation im engeren Sinn

Oxidieren heisst eigentlich „besauerstofften“. Der historisch begründete Begriff der Oxidation ist also die Reaktion mit Sauerstoff. So sollten den Schülern Verbrennungen zu diesem Zeitpunkt bekannt sein und vermutlich haben sie schon Experimente gesehen, die zeigen, dass Verbrennungen durch Sauerstoffentzug erstickt, respektive mit reinem Sauerstoff heftiger werden.

### Experimente:

## Oxidation im allgemeinen Sinn

Um den Begriff der Oxidation auf die Elektronenaufnahme zu erweitern, ist ein Experiment erforderlich, welche eine „typische Verbrennung“, jedoch ohne die Beteiligung von Sauerstoff zeigt.

### Experiment 1: Eisenwolle reagiert mit Chlorgas

Standzylinder mit Chlorgas füllen, Stahlwolle an Draht reinhalten und immer auf und ab bewegen, damit der Zylinder nicht springt. Falls die Reaktion nicht spontan einsetzt, Wolle oben kurz mit einer 4.5V Batterie berühren.

### Experiment 2: Aluminium reagiert mit Brom

Demonstration: Ein grosses Reagenzglas mit Klammer und Muffe an einem Stativ befestigen. Schutzbrille, Labormantel und Handschuhe anziehen. Im Abzug vorsichtig ca. 2 ml Brom in ein grosses Reagenzglas geben. Alufolie ca. 5 x 10 cm locker aufrollen und ins Reagenzglas fallen lassen. Die Alufolie muss im flüssigen Brom stehen. Es dauert eine Weile bis die Reaktion einsetzt und spektakuläre Funken zu sehen sind.

Entsorgung: Warten bis die Mischung kalt ist. Eine Lösung von Natriumthiosulfat in 0,1 M Natronlauge zugeben bis die braune Farbe verschwunden ist. Achtung: Sich vor Spritzern aus dem Reagenzglas schützen.

#### Weitere mögliche Experimente:

- Zinkpulver reagiert mit Schwefel (siehe Anleitung von Paul Käser)
- Eine Lösung von Kupfer(II)-chlorid und Silber

### Arbeitsblatt zu der oxidierten/reduzierten Form

Das Aufstellen von Redox-Gleichungen bereitet oft Mühe. Es macht also Sinn, möglichst einfach anzufangen. Daher diese Übung (im Anhang und auf der Plattform).

# Redox-Gleichungen formulieren

## Tipps:

- Edukte in der Redox-Reihe markieren.
- Stets nach dem gleichen Schema verfahren. „Kochrezept“
- Falls nicht mehr ganz frisch: Verhältnisformeln (Salze) repetieren!
- Die Prozesse selbst mit Skizzen erklären.

## Regeln zum Aufstellen von Redox-Reaktionen

Siehe Blatt „Übungen und Regeln Redox-Gleichungen“

## Fragen:

- Machen diese Regeln Sinn?
- Fehlt was, oder könnte man noch was vereinfachen?
- Was sind die Überlegungen bei der Reihenfolge der Aufgaben?

## Elektrochemische Spannungsreihe (Redox-Reihe)

1. Redox- und Säure-Base-Reaktionen haben viele Gemeinsamkeiten. Vergleichen Sie die Säure-Base- und die Redox-Reihe, die Sie auf Seite 450 und 451 im Buch "Elemente" von Markus Stieger finden.
2. a) In Büchern findet man unterschiedliche Redox-Reihen. Einige sind am Ende des Skripts wiedergegeben. Wo sind die starken Reduktionsmittel, wo sind die starken Oxidationsmittel aufgeführt?  
b) Markieren Sie in allen Redox-Reihen die Reduktion und Oxidation für die Reaktion von Natrium mit Chlor.  
c) Welche Redox-Reihe werden Sie im Unterricht verwenden?  
d) Wie erklären Sie einem Schüler mit der Spannungsreihe, warum die Reaktion der Kochsalzbildung freiwillig abläuft.

## Die Standard-Wasserstoff-Elektrode

Das Potential der Standard-H<sub>2</sub>-Elektrode wurde per Definition gleich Null gesetzt. Die Standard-Reduktionspotentiale aller anderen Halbreaktionen beziehen sich also auf die Messung gegen die Standard-H<sub>2</sub>-Elektrode.

Macht das Sinn? Könnte man es besser machen? Was bespricht man davon?

## Messen und Berechnen von Redox-Potentialen

Üblicherweise werden in den Spannungsreihen nur die Reduktionspotentiale tabelliert, die Oxidationspotentiale erhält man dann entsprechend durch Vorzeichenwechsel.

Die Einführung der Redox-Potentiale erfolgt üblicherweise durch Vorstellen des Daniell-Elementes und/oder über das Messen verschiedener Halbzellen gegeneinander: siehe Anleitung „Redox-Potentiale“ (aus der Versuchssammlung der Kantonsschulen Rämibühl).

Eine Alternative dazu sei hier vorgestellt:

### Lernaufgabe: Das Grundprinzip der elektrochemischen Stromerzeugung

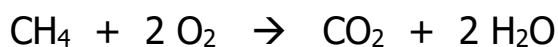
Wenn die Redox-Reihe schon „Spannungsreihe“ heisst, dann hat das ja wohl mit Strom zu tun. Daher die Aufgabe, welche Sie im Anhang finden. Studieren Sie diese und beantworten Sie folgende Fragen:

- a.) Warum ist es eine Lernaufgabe?
- b.) Was bringt die Aufgabe?
- c.) Ist die Aufgabe eher leicht oder schwierig?
- d.) Soll man diese Aufgabe im Labor machen oder besser nur als Gedankenexperiment?

## Oxidationszahlen

Sollen Oxidationszahlen tatsächlich so spät im Thema eingeführt werden? Sie sind doch unglaublich wichtig!

### Begründung für die Notwendigkeit von Oxidationszahlen



Vergleiche:



# Elektrolyse

## Experiment 1: Wechselstromelektrolyse

## Experiment 2: Elektrolyse einer wässrigen Lösung von Kupfer(II)-chlorid.

Die Anleitung finden Sie in der Versuchs-Sammlung der Kantonsschule Freudenberg unter <http://fdchemie.pbworks.com/w/page/47971610/Experimentierkurs>

# Technische Prozesse und wichtige Beispiele

## Herstellung von Aluminium

Der Film <https://www.youtube.com/watch?v=q9zjKBg2ws> (Stand: 12.4.2024) gibt einen guten Eindruck der technischen Prozesse, bleibt aber oberflächlich. Empfohlener Ausschnitt: ab 3'44". Die Elektrolyse wird jedoch nicht erklärt. Auch wird nicht begründet, warum aus prinzipiellen Gründen viel Strom eingesetzt werden muss.

Eine Animation kann die Erklärung gut ergänzen. Beispielsweise der Film: "Aluminium Extraction - Royal Society of Chemistry" ab 2'20":

[https://www.youtube.com/watch?v=WaSwimvCGA8&list=PLZaPtWiZkkBo\\_dyilqzAoYEQnsHi9RZ0p](https://www.youtube.com/watch?v=WaSwimvCGA8&list=PLZaPtWiZkkBo_dyilqzAoYEQnsHi9RZ0p)

Was Schülerinnen über Aluminium wissen sollten:

- Vorkommen: Aluminium ist häufiger als Eisen! Man findet es in der Natur wie die meisten Metalle nicht in metallischer, sondern nur in oxidierter Form (häufig: Aluminiumoxid)
- Gewinnung durch Schmelzfluss-Elektrolyse aus Aluminiumoxid.  
Rezyklieren lohnt sich, weil das Aluminium lediglich gereinigt und eingeschmolzen werden muss und die Elektrolyse entfällt. Dies benötigt nur noch 10 % der Energie.  
Dafür gibt es drei Gründe. Welche?
- Passivierung: Aluminium ist sehr unedel und kann nur wegen der Oxidschicht im Alltag verwendet werden.
- Mit dem Eloxalverfahren kann die Oxidschicht dicker und damit widerstandsfähiger gemacht werden.

## Ätzen von Leiterplatten

An unserer Schule gibt es viele Schüler (hier wird bewusst die männliche Form verwendet), die ein grosses Interesse an Technik, insbesondere an Computern haben. Ich habe daher eine Unterrichtssequenz erstellt, die ein solches Thema besonders aufgreift. Sie finden diese zuhinterst im Skript.

### Durchführung des Experimentes:

Auf eine Kupfer-Platine (Bezug z.B. bei Conrad, <http://www.conrad.ch>) von ca. 3x8cm mit einem Ohrputzstäbchen etwas Zaponlack auftragen: z.B. „Klasse XY“ schreiben oder eine Zeichnung machen. Drei Minuten trocknen lassen.

„Ätzlösung“: In ein 600ml Becherglas gibt man 40 ml dest. Wasser, 10 ml HCl konz. und 5 ml H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> (30%). Mittels eines Gasbrenners auf ca. 70 Grad erwärmen und das Kupferplättchen dazu geben (abdecken, da unangenehme Aerosole!). Versuch rechtzeitig abbrechen, falls nötig noch Wasserstoff-Peroxid dazugeben.

## Sprengstoffe

Das Thema Sprengstoffe wird meist nicht behandelt, in Büchern kommt oft gerade mal TNT und Dynamit vor. Zu Unrecht?

**Experimente:** Verbrennen von normaler Baumwolle im Vergleich mit Schiessbaumwolle. Letztere kann man entweder im Labor (Schülerpraktikum!) herstellen oder bei Zaubershops unter dem Namen „Pyropapier“ beziehen.

## Hochofenprozess

Siehe M. Stieger, Elemente, Grundlagen der Chemie für Schweizer Maturitätsschulen, Klett und Balmer, Zug, S. 250-254

# Batterien, Akkus und Brennstoffzellen

Mobile Energiequellen sind aus unserem Alltag nicht mehr wegzudenken und ein vollständiger Verzicht auf dieses Thema ist kaum zu begründen.

**Tipp:** Nicht zu viele Batterietypen durchnehmen. Es geht ums Prinzip und nicht darum, den Aufbau aller Batterien zu kennen!

## Mögliches Vorgehen (A. Bärtsch):

- Daniell-Element zeigt, wie eine Batterie funktioniert
- Der Auto-Akku erklärt, wie das Aufladen möglich ist
- Die Alkali-Mangan-Batterie oder Lithiumionen-Akku sind kommerziell wichtig und betreiben unzählige Geräte. Die Kohle-Zink-Batterie ist veraltet und verdient keine Aufmerksamkeit mehr.
- Die Brennstoffzelle zeigt die Zukunft und ermöglicht eine Diskussion über Energieträger und Wirkungsgrade von Motoren.

## Einführung: Mobile Energiequellen

Roger Deuber (roger.deuber@ifv.gess.ethz.ch) hat eine ausgezeichnete Unterrichtseinheit mit dem Titel "Mobile Energiequellen" verfasst, die man am MINT-Lernzentrum der ETH kennen lernen kann. Roger Deuber baut den Unterricht auf zwei Experimenten auf:

1. Aluminiumpulver verbrennen liefert viel Energie
2. Wie können die Elektronen genutzt werden? Die Aluminium-Luft-Batterie.

## Energiedichten im Vergleich

Eine normale AA-Batterie enthält etwas 10 kJ Energie. Wie viel ist das im Vergleich?

Stoff/System	Energiedichte in MJ/kg
Adenosintriphosphat (ATP)	0,0643
Bleiakku	0,11
Kohle-Zink-Batterie	0,23
NiMH Akku	0,36
Alkaline-Zelle	0,45
Lithium Akku	0,8 (noch vor 6 Jahren: 0,54)
Lithium Batterie	0,9
Zink-Luft Batterie	1,2
Wasserstoff (inklusive Hydridtank)	ca. 1,19
Erdbeerjoghurt	4,3
Benzin	43
Wasserstoff (ohne Tank)	119,9
Kernspaltung U-235	90.000.000
Kernfusion (H)	300.000.000
Masse zu Energie	90.000.000.000



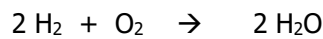
## Brennstoffzellen

Eine Brennstoffzelle ist vom Grundprinzip her auch eine **galvanische Zelle**. Am Minuspol wird ein Stoff oxidiert und am Pluspol wird ein Stoff reduziert. Die beiden Halbzellen sind räumlich getrennt. Eine Besonderheit der Brennstoffzelle besteht darin, dass die Stoffe laufend nachgeliefert werden. Der Name "Brennstoffzelle" kommt daher, dass die Stoffe, die oxidiert werden, so genannte Brennstoffe sind. Einige Beispiele sind Wasserstoff, Methanol und Kohlenwasserstoffe. Reduziert wird meistens Sauerstoff.

Brennstoffzellen sind aufgrund ihres Wirkungsgrades äusserst attraktiv!

### Die Knallgas-Brennstoffzelle (=PEM-Brennstoffzelle)

Ein typischer Vertreter der Brennstoffzellen ist die Wasserstoff/Sauerstoff-Zelle. Sie basiert auf einer „gezähmten“ Knallgasreaktion, also der Reaktion von Wasserstoff und Sauerstoff zu Wasser.



Wasserstoff und Sauerstoff sind durch eine **Membrane räumlich getrennt**. Das ist sehr entscheidend. Wäre das nicht so, würden sie explosionsartig miteinander reagieren (Knallgasreaktion!). Es könnte kein Strom gewonnen werden. Die Membran muss also den Kontakt der Gase verhindern, aber gleichzeitig ein guter Ionenleiter sein.

### Animation

Eine ausgezeichnete Animation von Hans Ueli Ehrensperger, Kantonsschule Frauenfeld ist auf der Plattform <http://fdchemie.pbworks.com/w/page/53218176/Redox-Reaktionen> erhältlich

Vorteile der Animationen: Vorgänge sind mit bewegten Objekten sehr gut erfassbar und die Erklärungen sind sehr anschaulich.

Nachteil: Die Erklärung ist sehr schnell gemacht: Schüler befassen sich nur kurze Zeit mit dem Thema. Deshalb sollten die Schülerinnen die Vorgänge in einem Text oder einer eigenen Skizze festhalten und auf diese Weise verarbeiten.

### Film: Wie cool darf der Unterricht sein?

Der Film "Wie funktioniert die Brennstoffzelle?!" erklärt die Brennstoffzelle gut, versucht aber eine Coolness zu vermitteln, die sich in meinen Augen nicht für den Unterricht eignet.

<https://www.youtube.com/watch?v=8EITJNCDSY> (Stand: 12.4.2024)

### Experimente

- PEM-Zellen sowie Direkt-Methanol-Brennstoffzellen sind z.B. bei Conatex erhältlich: <https://www.conatex.com>
- Brennstoffzellen, Brennstoffzellenauto  
direkt bei Horizon: <https://www.horizoneducational.com/>  
oder Conrad: <http://www.conrad.ch/>

## Redox-Reihe

aus M. Stieger, Elemente, Grundlagen der Chemie für Schweizer Maturitätsschulen, Klett und Balmer, Zug, S. 451 (2008)

reduzierte Form		oxidierte Form		
Li	$\rightleftharpoons$	Li <sup>+</sup>	+	e <sup>-</sup>
K	$\rightleftharpoons$	K	+	e <sup>-</sup>
Ba	$\rightleftharpoons$	Ba <sup>2+</sup>	+	2 e <sup>-</sup>
Ca	$\rightleftharpoons$	Ca <sup>2+</sup>	+	2 e <sup>-</sup>
Na	$\rightleftharpoons$	Na <sup>+</sup>	+	e <sup>-</sup>
Mg	$\rightleftharpoons$	Mg <sup>2+</sup>	+	2 e <sup>-</sup>
Al	$\rightleftharpoons$	Al <sup>3+</sup>	+	3 e <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> + 2 OH <sup>-</sup>	$\rightleftharpoons$	2 H <sub>2</sub> O	+	2 e <sup>-</sup>
Zn	$\rightleftharpoons$	Zn <sup>2+</sup>	+	2 e <sup>-</sup>
S <sup>2-</sup>	$\rightleftharpoons$	S	+	2 e <sup>-</sup>
Fe	$\rightleftharpoons$	Fe <sup>2+</sup>	+	2 e <sup>-</sup>
Cd	$\rightleftharpoons$	Cd <sup>2+</sup>	+	2 e <sup>-</sup>
Co	$\rightleftharpoons$	Co <sup>2+</sup>	+	2 e <sup>-</sup>
Ni	$\rightleftharpoons$	Ni <sup>2+</sup>	+	2 e <sup>-</sup>
Sn	$\rightleftharpoons$	Sn <sup>2+</sup>	+	2 e <sup>-</sup>
Pb	$\rightleftharpoons$	Pb <sup>2+</sup>	+	2 e <sup>-</sup>
H <sub>2</sub>	$\rightleftharpoons$	2 H <sup>+</sup>	+	2 e <sup>-</sup>
Cu	$\rightleftharpoons$	Cu <sup>2+</sup>	+	2 e <sup>-</sup>
4 OH <sup>-</sup>	$\rightleftharpoons$	O <sub>2</sub> + 2 H <sub>2</sub> O	+	4 e <sup>-</sup>
2 I <sup>-</sup>	$\rightleftharpoons$	I <sub>2</sub>	+	2 e <sup>-</sup>
Fe <sup>2+</sup>	$\rightleftharpoons$	Fe <sup>3+</sup>	+	e <sup>-</sup>
Ag	$\rightleftharpoons$	Ag <sup>+</sup>	+	e <sup>-</sup>
NO <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O	$\rightleftharpoons$	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> + 2 H <sup>+</sup>	+	e <sup>-</sup>
Hg	$\rightleftharpoons$	Hg <sup>2+</sup>	+	2 e <sup>-</sup>
2 Br <sup>-</sup>	$\rightleftharpoons$	Br <sub>2</sub>	+	2 e <sup>-</sup>
Pt	$\rightleftharpoons$	Pt <sup>2+</sup>	+	2 e <sup>-</sup>
2 H <sub>2</sub> O	$\rightleftharpoons$	O <sub>2</sub> + 4 H <sup>+</sup>	+	4 e <sup>-</sup>
2 Cl <sup>-</sup>	$\rightleftharpoons$	Cl <sub>2</sub>	+	2 e <sup>-</sup>
Au	$\rightleftharpoons$	Au <sup>3+</sup>	+	3 e <sup>-</sup>
Mn <sup>2+</sup> + 4 H <sub>2</sub> O	$\rightleftharpoons$	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> + 8 H <sup>+</sup>	+	5 e <sup>-</sup>
2 SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	$\rightleftharpoons$	S <sub>2</sub> O <sub>8</sub> <sup>2-</sup>	+	2 e <sup>-</sup>
2 F <sup>-</sup>	$\rightleftharpoons$	F <sub>2</sub>	+	2 e <sup>-</sup>

alle Ionen hydratisiert

Zunahme des Reduktionsvermögens

Zunahme des Oxidationsvermögens

## Redox-Reihe – elektrochemische Spannungsreihe

Reduktionsmittel (reduzierte Form)	Oxidationsmittel (oxidierte Form)	Anzahl $e^-$	Standard-Redukt.- Potential $E_0$
Li	$Li^+$	+ 1 $e^-$	- 3.04 V
K	$K^+$	+ 1 $e^-$	- 2.92 V
Ca	$Ca^{2+}$	+ 2 $e^-$	- 2.87 V
Na	$Na^+$	+ 1 $e^-$	- 2.71 V
Mg	$Mg^{2+}$	+ 2 $e^-$	- 2.37 V
Al	$Al^{3+}$	+ 3 $e^-$	- 1.66 V
Mn	$Mn^{2+}$	+ 2 $e^-$	- 1.18 V
$H_2 + 2 OH^-$	$2 H_2O$ (pH=14)	+ 2 $e^-$	- 0.83 V
Zn	$Zn^{2+}$	+ 2 $e^-$	- 0.76 V
Cr	$Cr^{3+}$	+ 3 $e^-$	- 0.74 V
$8 S^{2-}$	$S_8$	+ 16 $e^-$	- 0.48 V
Fe	$Fe^{2+}$	+ 2 $e^-$	- 0.45 V
$H_2 + 2 OH^-$	$2 H_2O$ (pH=7)	+ 2 $e^-$	- 0.41 V
Cd	$Cd^{2+}$	+ 2 $e^-$	- 0.40 V
Ni	$Ni^{2+}$	+ 2 $e^-$	- 0.26 V
Sn	$Sn^{2+}$	+ 2 $e^-$	- 0.14 V
Pb	$Pb^{2+}$	+ 2 $e^-$	- 0.13 V
<b><math>H_2 + 2 H_2O</math></b>	<b><math>2 H_3O^+</math> (pH=0)</b>	<b>+ 2 <math>e^-</math></b>	<b>0.00 V</b>
$Sn^{2+}$	$Sn^{4+}$	+ 2 $e^-$	+ 0.15 V
$Cu^+$	$Cu^{2+}$	+ 1 $e^-$	+ 0.15 V
Cu	$Cu^{2+}$	+ 2 $e^-$	+ 0.34 V
$4 OH^-$	$O_2 + 2 H_2O$ (pH=14)	+ 4 $e^-$	+ 0.40 V
$2 I^-$	$I_2$	+ 2 $e^-$	+ 0.54 V
$H_2O_2 + 2 H_2O$	$O_2 + 2 H_3O^+$	+ 2 $e^-$	+ 0.68 V
$Fe^{2+}$	$Fe^{3+}$	+ 1 $e^-$	+ 0.77 V
Ag	$Ag^+$	+ 1 $e^-$	+ 0.80 V
$6 H_2O$	$O_2 + 4 H_3O^+$ (bei pH=7)	+ 4 $e^-$	+ 0.82 V
Hg	$Hg^{2+}$	+ 2 $e^-$	+ 0.85 V
$NO_2 + 2 H_2O$	$HNO_3 + 4 H_3O^+$	+ 1 $e^-$	+ 0.96 V
$2 Br^-$	$Br_2$	+ 2 $e^-$	+ 1.07 V
$6 H_2O$	$O_2 + 4 H_3O^+$ (pH=0)	+ 4 $e^-$	+ 1.23 V
$2 Cl^-$	$Cl_2$	+ 2 $e^-$	+ 1.36 V
Au	$Au^{3+}$	+ 3 $e^-$	+ 1.50 V
$PbSO_4 + 6 H_2O$	$PbO_2 + 4 H_3O^+ + SO_4^{2-}$	+ 2 $e^-$	+ 1.68 V
$4 H_2O$	$H_2O_2 + 2 H_3O^+$	+ 2 $e^-$	+ 1.78 V
$Pb^{2+}$	$Pb^{4+}$	+ 2 $e^-$	+ 1.80 V
$2 F^-$	$F_2$	+ 2 $e^-$	+ 2.87 V

## Spannungsreihe

Standard-Elektrodenpotentiale einiger Redoxpaare

aus W. Asselborn et al. (Hrsg.), Chemie heute SII, Schroedel, Hannover, S. 141 (1998)

oxidierte Form $\rightleftharpoons$ reduzierte Form	$\frac{U_H^0}{V}$
$\text{Li}^+ (\text{aq}) + e^- \rightleftharpoons \text{Li} (\text{s})$	-3,04
$\text{K}^+ (\text{aq}) + e^- \rightleftharpoons \text{K} (\text{s})$	-2,92
$\text{Ca}^{2+} (\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Ca} (\text{s})$	-2,87
$\text{Na}^+ (\text{aq}) + e^- \rightleftharpoons \text{Na} (\text{s})$	-2,71
$\text{Mg}^{2+} (\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Mg} (\text{s})$	-2,36
$\text{Al}^{3+} (\text{aq}) + 3 e^- \rightleftharpoons \text{Al} (\text{s})$	-1,66
$\text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Mn} (\text{s})$	-1,18
$2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + 2 e^- \rightleftharpoons \text{H}_2 (\text{g}) + 2 \text{OH}^- (\text{aq})$	-0,83
$\text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Zn} (\text{s})$	-0,76
$\text{Cr}^{3+} (\text{aq}) + 3 e^- \rightleftharpoons \text{Cr} (\text{s})$	-0,74
$\text{S} (\text{s}) + 2 e^- \rightleftharpoons \text{S}^{2-} (\text{aq})$	-0,48
$\text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Fe} (\text{s})$	-0,44
$\text{Cr}^{3+} (\text{aq}) + e^- \rightleftharpoons \text{Cr}^{2+} (\text{aq})$	-0,41
$\text{Cd}^{2+} (\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Cd} (\text{s})$	-0,40
$\text{Co}^{2+} (\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Co} (\text{s})$	-0,28
$\text{Ni}^{2+} (\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Ni} (\text{s})$	-0,25
$\text{Sn}^{2+} (\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Sn} (\text{s})$	-0,14
$\text{Pb}^{2+} (\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Pb} (\text{s})$	-0,13
$2 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons \text{H}_2 (\text{g})$	0,00
$\text{S} (\text{s}) + 2 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} (\text{g})$	0,17
$\text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + e^- \rightleftharpoons \text{Cu}^+ (\text{aq})$	0,17
$\text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Cu} (\text{s})$	0,35
$\text{O}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + 4 e^- \rightleftharpoons 4 \text{OH}^- (\text{aq})$	0,40
$\text{I}_2 (\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons 2 \text{I}^- (\text{aq})$	0,62
$\text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + e^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} (\text{aq})$	0,77
$\text{Ag}^+ (\text{aq}) + e^- \rightleftharpoons \text{Ag} (\text{s})$	0,80
$\text{Hg}^{2+} (\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Hg} (\text{l})$	0,85
$\text{NO}_3^- (\text{aq}) + 4 \text{H}^+ (\text{aq}) + 3 e^- \rightleftharpoons \text{NO} (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$	0,96
$\text{Br}_2 (\text{l}) + 2 e^- \rightleftharpoons 2 \text{Br}^- (\text{aq})$	1,07
$\text{Pt}^{2+} (\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Pt} (\text{s})$	1,20
$\text{O}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}^+ (\text{aq}) + 4 e^- \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$	1,23
$\text{MnO}_2 (\text{s}) + 4 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$	1,23
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (\text{aq}) + 14 \text{H}^+ (\text{aq}) + 6 e^- \rightleftharpoons 2 \text{Cr}^{3+} (\text{aq}) + 7 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$	1,33
$\text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 e^- \rightleftharpoons 2 \text{Cl}^- (\text{aq})$	1,36
$\text{PbO}_2 (\text{s}) + 4 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$	1,46
$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 8 \text{H}^+ (\text{aq}) + 5 e^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$	1,51
$\text{Au}^+ (\text{aq}) + e^- \rightleftharpoons \text{Au} (\text{s})$	1,68
$\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) + 2 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$	1,77
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} (\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons 2 \text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$	2,01
$\text{F}_2 (\text{g}) + 2 e^- \rightleftharpoons 2 \text{F}^- (\text{aq})$	2,85

## Standard-Reduktionspotentiale bei 25 °C

Darstellung und Werte aus P. W. Atkins & L. Jones, Chemie - einfach alles, Wiley-VCH, Weinheim (2006)

$F_2$	$+ 2 e^-$	$\longrightarrow$	$2F^-$	$+ 2,87 V$
$PbO_2$	$+ 4 H^+ + SO_4^{2-} + 2 e^-$	$\longrightarrow$	$PbSO_4 + 2 H_2O$	$+ 1,69 V$
$Hg^{2+}$	$+ 2 e^-$	$\longrightarrow$	$Hg$	$+ 1,62 V$
$Au^{3+}$	$+ 3 e^-$	$\longrightarrow$	$Au$	$+ 1,40 V$
$Cl_2$	$+ 2 e^-$	$\longrightarrow$	$2Cl^-$	$+ 1,36 V$
$O_2$	$+ 4 H^+ + 4 e^-$	$\longrightarrow$	$2 H_2O$	$+ 1,23 V$
$MnO_2$	$+ 4 H^+ + 2 e^-$	$\longrightarrow$	$Mn^{2+} + 2 H_2O$	$+ 1,21 V$
$Pt^{2+}$	$+ 2 e^-$	$\longrightarrow$	$Pt$	$+ 1,20 V$
$Br_2$	$+ 2 e^-$	$\longrightarrow$	$2Br^-$	$+ 1,09 V$
$NO_3^-$	$+ 2 H^+ + e^-$	$\longrightarrow$	$NO_2 + H_2O$	$+ 0,80 V$
$Ag^+$	$+ e^-$	$\longrightarrow$	$Ag$	$+ 0,80 V$
$Fe^{3+}$	$+ e^-$	$\longrightarrow$	$Fe^{2+}$	$+ 0,77 V$
$I_2$	$+ 2 e^-$	$\longrightarrow$	$2I^-$	$+ 0,54 V$
$Cu^{2+}$	$+ 2 e^-$	$\longrightarrow$	$Cu$	$+ 0,34 V$
$2 H_3O^+$	$+ 2 e^-$	$\longrightarrow$	$2 H_2O + H_2 (g)$	$0,00 V$
$Pb^{2+}$	$+ 2 e^-$	$\longrightarrow$	$Pb$	$- 0,13 V$
$Ni^{2+}$	$+ 2 e^-$	$\longrightarrow$	$Ni$	$- 0,23 V$
$PbSO_4$	$+ 2 e^-$	$\longrightarrow$	$Pb + SO_4^{2-}$	$- 0,36 V$
$Fe^{2+}$	$+ 2 e^-$	$\longrightarrow$	$Fe$	$- 0,44 V$
$S (s)$	$+ 2 e^-$	$\longrightarrow$	$S^{2-}$	$- 0,48 V$
$Cr^{3+}$	$+ 3 e^-$	$\longrightarrow$	$Cr$	$- 0,74 V$
$Zn^{2+}$	$+ 2 e^-$	$\longrightarrow$	$Zn$	$- 0,76 V$
$Al^{3+}$	$+ 3 e^-$	$\longrightarrow$	$Al$	$- 1,66 V$
$Mg^{2+}$	$+ 2 e^-$	$\longrightarrow$	$Mg$	$- 2,36 V$
$Na^+$	$+ e^-$	$\longrightarrow$	$Na$	$- 2,71 V$
$Ca^{2+}$	$+ 2 e^-$	$\longrightarrow$	$Ca$	$- 2,87 V$
$K^+$	$+ e^-$	$\longrightarrow$	$K$	$- 2,93 V$
$Li^+$	$+ e^-$	$\longrightarrow$	$Li$	$- 3,05 V$