minærva

C

7

SKRIPT

Redoxreaktionen und Elektrolyse

Erklärskript

Die Aufgaben 220–249 zu diesem Skript stehen im Aufgabenskript, die Lösungen im Lösungsskript. Verweise auf Aufgaben sind Links.

Chemie – Klasse 8 bis 10, G8 und G9

Pirmin Gohn

Nutzungshinweis: Dieses Skript darf nur im Rahmen des Unterrichts verwendet werden; insbesondere ist die eigenständige Weitergabe untersagt.

Skriptreihe C · Chemie (Klasse 8 bis 10, G8 und G9)

C1 Stoffe	C2 Atombau	C3 Reaktion	C4 Stoffmengen	C5 Bindungen
C6 Säuren, Basen	C7 Redox	C8 Kohlenstoff	C9 Kohlenwasserstoffe	C10 Alkohole, Ester

Lernen mit minærva

Dieses Skript ist ein Teil von minærva. Alles gehört zusammen: Jedes Thema führt von der Erklärung zum Üben, zum Ausprobieren und ins große Bild.

minaerva.de

Skripte Verstehen
Der Stoff zum Nachlesen: Erklärungen, Herleitungen, Beispiele und typische Fehler.
minaerva.de

noctua Üben
Fragen zu jedem Abschnitt, mit sofortiger Rückmeldung.
noctua.minaerva.de

fabrica Ausprobieren
Versuche und Anschauungen zum Selbermessen und Anfassen, ohne Konto, auch auf dem iPad.
fabrica.minaerva.de

tela Vernetzen
Das Wissensnetz: worauf ein Thema aufbaut und wohin es führt.
tela.minaerva.de

So greifen die Skripte ineinander

Erklärskripte	Chemie: zehn Themenskripte C1–C10 für die Klassen 8 bis 10 (im G9 bis Klasse 11) mit dem Stoff, aber ohne Aufgaben. Unter jeder Abschnittsüberschrift steht, in welcher Klasse das Thema im G8 und im G9 drankommt.
Aufgabenskript	Ein gemeinsames Aufgabenskript für alle Themen. Die Erklärskripte verweisen darauf; jede Aufgaben-, Abbildungs- und Tabellennummer gibt es in der Reihe nur einmal.
Lösungsskript	Die Lösungen zu allen Aufgaben, mit denselben Nummern.

Am Ende vieler Abschnitte stehen Links zur passenden Übung, zum Versuch und ins Wissensnetz. In der PDF-Datei lassen sie sich direkt antippen.

Inhaltsverzeichnis

Worum es geht **4**
1 Oxidation und Reduktion als Elektronenübergang **5**
1.1 Sauerstoff wird übertragen 5
1.2 Ein Blick auf die Teilchen 5
1.3 Teilgleichungen und Gesamtgleichung 6
2 Das Donator-Akzeptor-Prinzip **8**
2.1 Elektronendonator und Elektronenakzeptor 8
2.2 Ein Prinzip für zwei Reaktionsarten 9
3 Edle und unedle Metalle: die Redoxreihe **10**
3.1 Metalle in Metallsalz-Lösungen 10
3.2 Die Redoxreihe der Metalle 11
3.3 Edel und unedel im Alltag 12
4 Metalle gewinnen: Eisen und Kupfer **13**
4.1 Vom Erz zum Metall 13
4.2 Der Hochofen 13
4.3 Vom Roheisen zum Stahl 14
4.4 Das Thermitverfahren 14
4.5 Kupfer: vom Erz zum Kabel 15
5 Elektrolyse als Energiespeicher **16**
5.1 Was an den Polen geschieht 16
5.2 Das Prinzip eines Akkus 17
5.3 Elektrolyse in Technik und Alltag 17

Worum es geht

Ein Fahrrad rostet, ein Silberlöffel läuft schwarz an, eine Brücke aus Stahl wird alle paar Jahre neu gestrichen, und im Handy steckt ein Akku, der sich hunderte Male laden und wieder entladen lässt. Was haben diese Dinge miteinander zu tun? Bei allen wandern Elektronen von einem Teilchen zu einem anderen. Solche Reaktionen heißen Redoxreaktionen, und sie gehören zu den wichtigsten Reaktionen überhaupt: Ohne sie gäbe es kein Eisen, kein Kupferkabel, keine Batterie und kein Feuer.

Dieses Skript zeigt, dass Oxidation viel mehr ist als eine Reaktion mit Sauerstoff. Es erklärt, wer bei einer Redoxreaktion Elektronen abgibt und wer sie aufnimmt, warum Gold glänzt, während Eisen rostet, und wie man aus Erzen im Hochofen Eisen gewinnt. Zum Schluss geht es um die Elektrolyse: Mit elektrischem Strom kann man eine Redoxreaktion rückwärts laufen lassen und so Energie speichern. Genau das passiert beim Laden eines Akkus.

Redoxreaktionen und Elektrolyse im Lehrplan. G8: Klasse 9. G9: Klasse 10. Einzelne Abschnitte können davon abweichen; die Marken unter den Überschriften sagen es genau.

Lehrplan-Marken. Unter jeder Abschnittsüberschrift steht, in welcher Klasse das Thema im achtjährigen (G8) und im neunjährigen Gymnasium (G9) vorkommt, z. B. G8 · Kl. 8 G9 · Kl. 8. Ein Strich (G9 –) heißt: Im Lehrplan dieses Zugs kommt der Abschnitt nicht vor. Grundlage ist der Bildungsplan Baden-Württemberg (G8: Fassung vom 25.03.2022, G9: Fassung vom 08.04.2026). Der Bildungsplan fasst die Klassen 8 bis 10 zusammen (im G9 dazu Klasse 11 mit der organischen Chemie); die Klasse ist eine Empfehlung nach dem üblichen Gang der Schulbücher.

Die Aufgaben zu diesem Skript stehen im Aufgabenskript der Reihe, die Lösungen im Lösungsskript. Jeder Abschnitt endet mit Verweisen auf passende Übungen in **noctua** und Stationen in **fabrica**. Fachbegriffe sind beim ersten Auftreten **fett** gesetzt und am Ende jedes Kapitels zusammengefasst. Vorausgesetzt werden Ionen und Ionenbindung (C2, C5) und die Formelsprache (C4). Die beschriebenen Versuche sind Schulversuche: Sie werden nur im Chemieraum unter Aufsicht der Lehrkraft durchgeführt, viele nur von der Lehrkraft selbst.

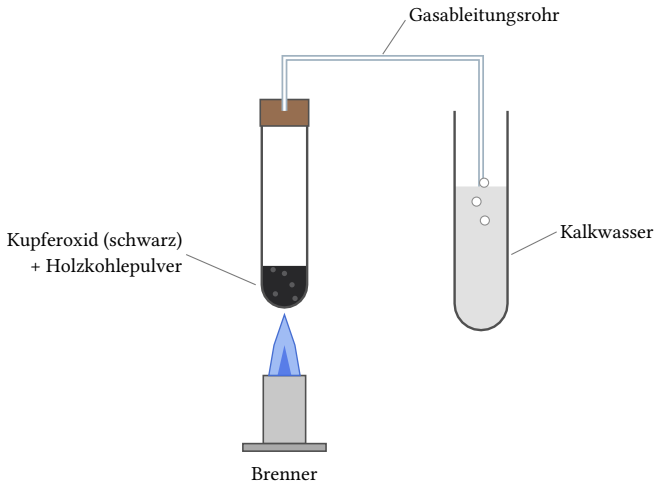
1 Oxidation und Reduktion als Elektronenübergang

G8 · Kl. 9 G9 · Kl. 10

In Skript C3 hast du die Oxidation als Reaktion eines Stoffes mit Sauerstoff kennengelernt: Magnesium verbrennt zu Magnesiumoxid, Eisen rostet zu Eisenoxid. Doch wie kommt man umgekehrt von einem Oxid wieder zum Metall? Metalle findet man in der Natur fast nur als Verbindungen, oft als Oxide. Um daraus das Metall zu gewinnen, muss man dem Oxid den Sauerstoff wieder entreißen.

1.1 Sauerstoff wird übertragen

Versuch — Kupferoxid und Holzkohle



Durchführung. Schwarzes Kupferoxid wird mit Holzkohlepulver gemischt und in einem schwer schmelzbaren Reagenzglas kräftig erhitzt. Das entstehende Gas leitet man in Kalkwasser. Vor dem Ausschalten des Brenners nimmt man das Glasrohr aus dem Kalkwasser. Nach dem Abkühlen schüttet man den Inhalt auf ein Blatt Papier.
Beobachtung. Das Gemisch glüht auf, auch wenn man den Brenner kurz wegnimmt. Das Kalkwasser wird trüb. Im Reagenzglas findet man rotbraune, glänzende Körnchen.
Deutung. Die rotbraunen Körnchen sind Kupfer, das trübe Kalkwasser zeigt Kohlenstoffdioxid an. Der Kohlenstoff hat dem Kupferoxid den Sauerstoff entzogen. Die Reaktion ist exotherm.
Sicherheit. Schutzbrille. Kupferoxid ist umweltgefährlich, Kalkwasser reizt die Augen. Glasrohr vor dem Ausschalten aus dem Kalkwasser nehmen, sonst wird kaltes Kalkwasser in das heiße Glas gesaugt.

Im Versuch laufen zwei Vorgänge gleichzeitig ab. Das Kupferoxid gibt Sauerstoff ab und wird zu Kupfer. Der Kohlenstoff nimmt den Sauerstoff auf und wird zu Kohlenstoffdioxid, er wird oxidiert:

$$2\ \mathrm{CuO} + \mathrm{C} \rightarrow 2\ \mathrm{Cu} + \mathrm{CO_2}$$

Kupferoxid gibt Sauerstoff ab: **Reduktion** Kohlenstoff nimmt Sauerstoff auf: **Oxidation**

Definition

Die Abgabe von Sauerstoff heißt **Reduktion** (lateinisch *reducere*, zurückführen: Das Oxid wird zum Metall zurückgeführt). Oxidation und Reduktion laufen immer gleichzeitig ab: Ein Stoff gibt Sauerstoff ab, ein anderer nimmt ihn auf. Eine solche Reaktion heißt **Redoxreaktion**, hier eine **Sauerstoffübertragung**.

Nach dem gleichen Muster gewinnt man aus Kupferoxid auch mit Wasserstoff Kupfer. Leitet man Wasserstoff über heißes Kupferoxid, bilden sich Kupfer und Wasser, das sich am kalten Teil des Rohres niederschlägt: $\mathrm{CuO} + \mathrm{H_2} \rightarrow \mathrm{Cu} + \mathrm{H_2O}$. Und im Hochofen (Abschnitt 4) nimmt Kohlenstoffmonooxid dem Eisenoxid den Sauerstoff weg.

1.2 Ein Blick auf die Teilchen

Was geschieht bei einer Oxidation mit den Teilchen? Magnesiumoxid ist ein Salz: Es besteht nicht aus Molekülen, sondern aus Magnesium-Ionen $\mathrm{Mg^{2+}}$ und Oxid-Ionen $\mathrm{O^{2-}}$ (C5). Beim Verbrennen von Magnesium müssen also aus den Atomen Ionen werden. Jedes Magnesium-Atom gibt seine beiden Außenelektronen ab; jedes Sauerstoff-Atom nimmt zwei Elektronen auf. Beide erreichen so die Elektronenanordnung des Edelgases Neon (Abbildung 98).

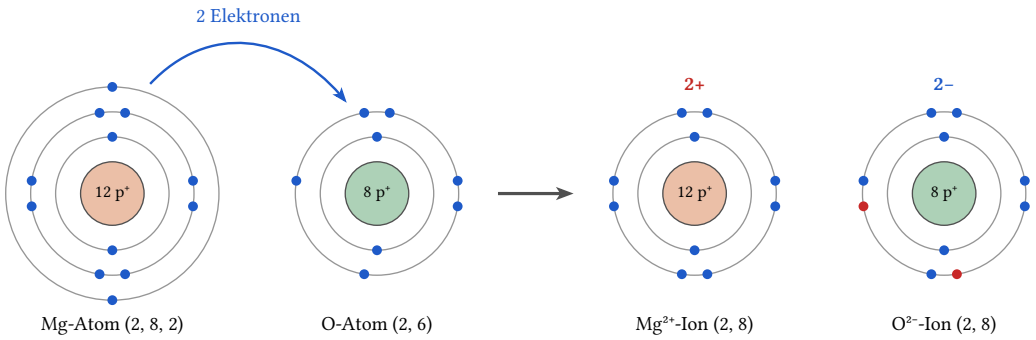


Abbildung 98: Bildung von Magnesiumoxid im Schalenmodell. Das Magnesium-Atom gibt zwei Elektronen ab, das Sauerstoff-Atom nimmt sie auf (rot). Im Sauerstoff-Molekül sind zwei Sauerstoff-Atome verbunden; hier ist nur eines gezeichnet.

Verbrennt man Magnesium in Chlor statt in Sauerstoff, passiert mit dem Magnesium genau dasselbe: Es leuchtet grell auf, und es entsteht das Salz Magnesiumchlorid aus Mg^{2+}- und Cl^{-}-Ionen. Die Magnesium-Atome geben wieder je zwei Elektronen ab, diesmal an Chlor-Atome. Für das Magnesium ist es gleichgültig, ob der Partner Sauerstoff oder Chlor heißt. Entscheidend ist, dass es Elektronen abgibt. Deshalb haben die Chemiker die Begriffe erweitert.

Definition

Oxidation ist die Abgabe von Elektronen (**Elektronenabgabe**). **Reduktion** ist die Aufnahme von Elektronen (**Elektronenaufnahme**). Eine **Redoxreaktion** ist eine Reaktion mit **Elektronenübergang**: Die Elektronen, die ein Teilchen abgibt, nimmt ein anderes auf.

Der erweiterte Begriff schließt den alten ein: Jede Reaktion mit Sauerstoff, bei der Oxid-Ionen entstehen, ist auch eine Elektronenabgabe. Aber er umfasst viel mehr, zum Beispiel die Reaktion von Natrium mit Chlor zu Kochsalz oder die Reaktion eines Eisennagels mit Kupfersulfat-Lösung (Abschnitt 3), an der gar kein Sauerstoff beteiligt ist.

Typischer Fehler

Falsch: Eine Oxidation ist immer eine Reaktion mit Sauerstoff.
Richtig: Eine Oxidation ist eine Elektronenabgabe. Reaktionen mit Sauerstoff sind nur ein Beispiel dafür.

Der Name „Oxidation“ stammt aus der Zeit, als man nur Reaktionen mit Sauerstoff (lateinisch *oxygenium*) kannte. Der Name ist geblieben, die Bedeutung ist heute weiter.

1.3 Teilgleichungen und Gesamtgleichung

Weil die Elektronen bei einer Redoxreaktion von einem Teilchen zum anderen wandern, beschreibt man die beiden Vorgänge getrennt mit je einer **Teilgleichung**. Die Elektronen schreibt man darin als e^{-}. Addiert man die beiden Teilgleichungen, erhält man die **Gesamtgleichung**. In ihr dürfen keine Elektronen mehr stehen: Es müssen genauso viele Elektronen aufgenommen werden, wie abgegeben werden.

Beispiel 1

Magnesium verbrennt. Schritt für Schritt:
Schritt 1: Oxidation aufschreiben. Ein Magnesium-Atom gibt zwei Elektronen ab: $Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2\ e^{-}$
Schritt 2: Reduktion aufschreiben. Ein Sauerstoff-Molekül nimmt vier Elektronen auf, denn es besteht aus zwei Atomen: $O_2 + 4\ e^{-} \rightarrow 2\ O^{2-}$
Schritt 3: Elektronenzahl angleichen. Die Oxidation muss zweimal ablaufen, damit vier Elektronen abgegeben werden.
Schritt 4: Addieren und die Elektronen auf beiden Seiten streichen:

$$\text{Oxidation:} \quad 2\ Mg \rightarrow 2\ Mg^{2+} + 4\ e^{-}$$

$$\text{Reduktion:} \quad O_2 + 4\ e^{-} \rightarrow 2\ O^{2-}$$

$$\text{Redoxreaktion:} \quad 2\ Mg + O_2 \rightarrow 2\ Mg^{2+} + 2\ O^{2-} \quad \text{bzw.} \quad 2\ Mg + O_2 \rightarrow 2\ MgO$$

Beispiel 2

Magnesium und Kupferoxid. Zündet man ein Gemisch aus Magnesiumpulver und Kupferoxid (Lehrerversuch), reagiert es heftig unter grellem Aufleuchten. Es entstehen Kupfer und Magnesiumoxid. Im Kupferoxid liegen Cu^{2+}- und O^{2-}-Ionen vor. Die Kupfer-Ionen nehmen die Elektronen auf, die die Magnesium-Atome abgeben; die Oxid-Ionen wechseln nur den Partner:

$$\begin{aligned} \text{Oxidation:} &\quad Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2\ e^- \\ \text{Reduktion:} &\quad Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu \\ \text{Redoxreaktion:} &\quad Mg + CuO \rightarrow Cu + MgO \end{aligned}$$

Beim Kohlenstoff im Einstiegsversuch ist es schwieriger: Kohlenstoffdioxid ist kein Salz, sondern besteht aus Molekülen. Wohin die Elektronen hier wandern, kann man mit einem Hilfsmittel feststellen, den **Oxidationszahlen**. Sie werden in Skript C10 bei der Oxidation organischer Stoffe eingeführt. Bis dahin genügt bei solchen Reaktionen die Sauerstoffübertragung.

Fachbegriffe: Reduktion · Redoxreaktion · Sauerstoffübertragung · Oxidation · Elektronenabgabe · Elektronenaufnahme · Elektronenübergang · Teilgleichung · Gesamtgleichung

Üben: **noctua** ↗

2 Das Donator-Akzeptor-Prinzip

G8 · Kl. 9 G9 · Kl. 10

Bei einer Redoxreaktion gibt es immer zwei Partner: einen, der Elektronen abgibt, und einen, der sie annimmt. Wie bei einem Geschenk gibt es einen Geber und einen Empfänger. Diese Rollen sind so wichtig, dass sie eigene Namen haben.

Versuch — Zink und Iod

Durchführung. In einem Reagenzglas werden eine Spatelspitze Zinkpulver und einige Körnchen Iod mit etwa 3 mL Wasser übergossen. Man verschließt mit einem Stopfen und schüttelt vorsichtig. Das Reagenzglas wird dabei in einem Becherglas mit kaltem Wasser gekühlt.

Beobachtung. Das Wasser färbt sich zunächst braun. Das Reagenzglas wird warm. Nach einigen Minuten Schütteln verschwindet die braune Farbe; es bleibt eine farblose Lösung über grauem Zinkpulver.

Deutung. Zink und Iod reagieren exotherm zu farblosem Zinkiodid, das sich im Wasser löst. Das Zinkpulver war im Überschuss, ein Rest bleibt übrig.

Sicherheit. Iod ist gesundheitsschädlich beim Einatmen und bei Hautkontakt, reizt Haut, Augen und Atemwege und ist umweltgefährlich; Zinkpulver ist umweltgefährlich. Schutzbrille, Handschuhe, Iod nur mit dem Spatel anfassen, im Abzug arbeiten. Reste in den Behälter für Schwermetallabfälle.

Zinkiodid ist ein Salz aus Zink-Ionen Zn^{2+} und Iodid-Ionen I^-. Jedes Zink-Atom hat zwei Elektronen abgegeben, jedes Iod-Molekül hat zwei Elektronen aufgenommen (Abbildung 99):

$$\begin{aligned} \text{Oxidation:} \quad & Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^- \\ \text{Reduktion:} \quad & I_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ I^- \\ \text{Redoxreaktion:} \quad & Zn + I_2 \rightarrow Zn^{2+} + 2\ I^- \end{aligned}$$

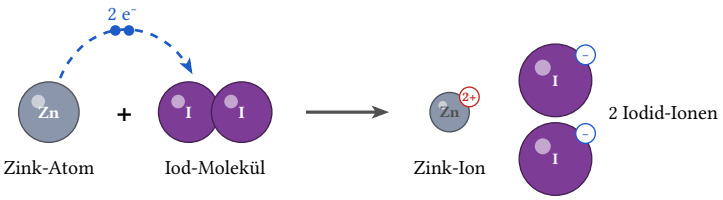


Abbildung 99: Zink und Iod im Teilchenbild. Das Zink-Atom gibt zwei Elektronen an das Iod-Molekül ab. Es entstehen ein Zink-Ion und zwei Iodid-Ionen. Kationen sind kleiner, Anionen größer als die Atome, aus denen sie entstehen.

2.1 Elektronendonator und Elektronenakzeptor

Das Zink hat die Elektronen geliefert, das Iod hat sie angenommen. Man sagt: Zink ist der **Elektronendonator** (lateinisch *donare*, schenken), Iod ist der **Elektronenakzeptor** (lateinisch *accipere*, annehmen). Weil das Zink das Iod reduziert, heißt es auch **Reduktionsmittel**. Weil das Iod das Zink oxidiert, heißt es **Oxidationsmittel**.

Definition

Das **Reduktionsmittel** gibt Elektronen ab (Elektronendonator); es wird dabei selbst oxidiert. Das **Oxidationsmittel** nimmt Elektronen auf (Elektronenakzeptor); es wird dabei selbst reduziert.

Das klingt zunächst verdreht, ist aber logisch: Ein Spülmittel spült das Geschirr, ein Reduktionsmittel reduziert den Partner. Indem es seine Elektronen hergibt, wird es selbst oxidiert. Typische Reduktionsmittel sind Metalle, denn ihre Atome haben nur wenige Außenelektronen und erreichen durch deren Abgabe eine Edelgaskonfiguration. Typische Oxidationsmittel sind Sauerstoff und die Halogene Chlor, Brom und Iod: Ihren Atomen fehlen wenige Elektronen zur Edelgaskonfiguration.

Reaktion	Reduktionsmittel (wird oxidiert)	Oxidationsmittel (wird reduziert)
$2\ Mg + O_2 \rightarrow 2\ MgO$	Magnesium: $Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2\ e^-$	Sauerstoff: $O_2 + 4\ e^- \rightarrow 2\ O^{2-}$
$2\ Na + Cl_2 \rightarrow 2\ NaCl$	Natrium: $Na \rightarrow Na^+ + e^-$	Chlor: $Cl_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ Cl^-$
$Zn + I_2 \rightarrow ZnI_2$	Zink: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$	Iod: $I_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ I^-$
$Mg + CuO \rightarrow Cu + MgO$	Magnesium: $Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2\ e^-$	Kupfer-Ionen: $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$

Tabelle 40: Reduktionsmittel und Oxidationsmittel einiger Redoxreaktionen.

Typischer Fehler

Falsch: Das Oxidationsmittel wird oxidiert.
Richtig: Das Oxidationsmittel oxidiert den Partner und wird dabei selbst reduziert.

Merkhilfe: Das Oxidationsmittel ist der Elektronenakzeptor. Wer Elektronen aufnimmt, wird reduziert. Das „Mittel“ im Namen sagt, was es beim Partner bewirkt, nicht, was mit ihm selbst geschieht.

2.2 Ein Prinzip für zwei Reaktionsarten

Das Muster „ein Teilchen gibt ab, ein anderes nimmt auf“ kennst du schon aus Skript C6: Bei einer **Säure-Base-Reaktion** gibt die Säure ein Proton H^+ ab (Protonendonator), die Base nimmt es auf (Protonenakzeptor). Das ist ein **Protonenübergang**. Bei der **Neutralisation** reagieren Oxonium-Ionen aus der Säure mit Hydroxid-Ionen aus der Lauge zu Wasser:

$$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2\ H_2O$$

Bei einer Redoxreaktion werden statt Protonen Elektronen übertragen (Abbildung 100).

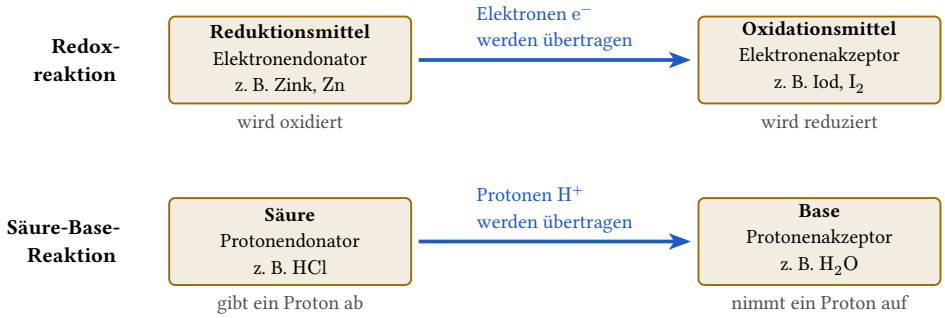


Abbildung 100: Das Donator-Akzeptor-Prinzip: Bei Redoxreaktionen werden Elektronen übertragen, bei Säure-Base-Reaktionen Protonen.

Merksatz

Donator-Akzeptor-Prinzip: Bei Redoxreaktionen und bei Säure-Base-Reaktionen gibt ein Teilchen (der Donator) etwas ab, das ein anderes Teilchen (der Akzeptor) aufnimmt. Bei Redoxreaktionen sind es Elektronen, bei Säure-Base-Reaktionen Protonen. Abgabe und Aufnahme geschehen immer gleichzeitig.

Warum gleichzeitig? Elektronen und Protonen können nicht einfach verschwinden oder aus dem Nichts entstehen. Ein Atom kann nur dann Elektronen abgeben, wenn ein Partner sie aufnimmt. Darum gibt es keine Oxidation ohne Reduktion und keine Säure ohne Base.

Fachbegriffe: Elektronendonator · Elektronenakzeptor · Reduktionsmittel · Oxidationsmittel · Säure-Base-Reaktion · Protonenübergang · Neutralisation · Donator-Akzeptor-Prinzip

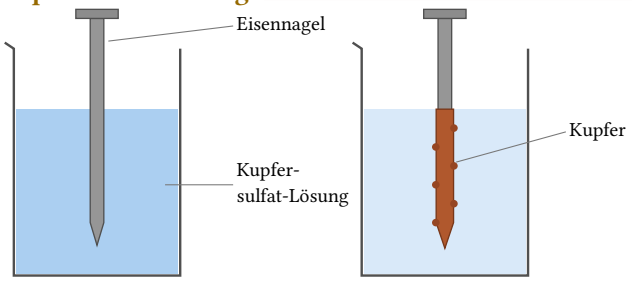
Üben: **noctua** ↗ Ausprobieren: **Redoxreihe der Metalle** ↗

3 Edle und unedle Metalle: die Redoxreihe

G8 · Kl. 9 G9 · Kl. 10

Gold findet man in der Natur als glänzende Nuggets, Eisen dagegen fast nur als rotbraunes Erz. Ein goldener Ring glänzt nach Jahrhunderten noch wie neu, ein Eisennagel rostet in wenigen Wochen. Metalle sind offenbar sehr verschieden „bereit“, Elektronen abzugeben. Das lässt sich mit einfachen Versuchen vergleichen.

Versuch — Eisennagel in Kupfersulfat-Lösung



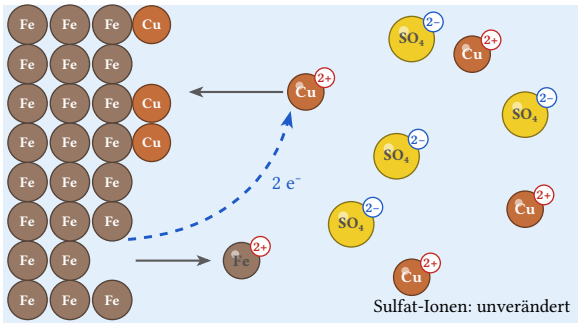
vorher
blaue Lösung,
grauer Nagel

nach 10 Minuten
Lösung heller,
rotbrauner Belag

Durchführung. Ein blank geschmirgelter Eisennagel wird zur Hälfte in eine blaue Kupfersulfat-Lösung gestellt. Nach etwa 10 Minuten nimmt man ihn heraus.
Beobachtung. Der eingetauchte Teil des Nagels hat sich mit einem rotbraunen Belag überzogen. Die blaue Farbe der Lösung ist etwas heller geworden.
Deutung. Auf dem Nagel hat sich Kupfer abgeschieden. Die blaue Farbe stammt von den Kupfer-Ionen; wird sie heller, sind weniger Kupfer-Ionen in der Lösung.
Sicherheit. Kupfersulfat ist gesundheitsschädlich beim Verschlucken, reizt Haut und Augen und ist sehr giftig für Wasserlebewesen: Schutzbrille, Reste in den Behälter für Schwermetallabfälle, nicht in den Ausguss.

Auf der Teilchenebene (Abbildung 101) geben Eisen-Atome an der Oberfläche des Nagels je zwei Elektronen an Kupfer-Ionen ab, die aus der Lösung an die Oberfläche stoßen. Die Eisen-Atome werden zu Eisen-Ionen und gehen in Lösung, die Kupfer-Ionen werden zu Kupfer-Atomen und bilden den Belag:

$$\text{Oxidation:} \quad \mathrm{Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\ e^-}$$
$$\text{Reduktion:} \quad \mathrm{Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu}$$
$$\text{Redoxreaktion:} \quad \mathrm{Fe + Cu^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Cu}$$



Eisen (Nagel) Kupfersulfat-Lösung

Abbildung 101: Eisennagel in Kupfersulfat-Lösung im Teilchenbild (schematisch). Eisen-Atome geben Elektronen an Kupfer-Ionen ab; Kupfer scheidet sich ab, Eisen-Ionen gehen in Lösung. Die Sulfat-Ionen reagieren nicht mit.

Die Sulfat-Ionen $\mathrm{SO_4^{2-}}$ sind an der Reaktion nicht beteiligt; man lässt sie in der Gleichung weg und nennt sie **Zuschauer-Ionen**. Stellt man umgekehrt ein Kupferblech in eine Eisensulfat-Lösung, passiert nichts. Kupfer-Atome geben ihre Elektronen nicht an Eisen-Ionen ab.

3.1 Metalle in Metallsalz-Lösungen

Ob ein Metall mit den Ionen eines anderen Metalls reagiert, prüft man systematisch: Man stellt jedes Metall in die **Metallsalz-Lösungen** der anderen Metalle.

Versuch — Metalle in Metallsalz-Lösungen

Durchführung. In einer Tüpfelplatte werden blanke Stückchen Zink, Eisen, Kupfer und Silber jeweils mit wenigen Tropfen Zinksulfat-, Eisensulfat-, Kupfersulfat- und Silbernitrat-Lösung bedeckt, jedes Metall mit jeder fremden Lösung. Nach einigen Minuten betrachtet man die Metalle mit der Lupe.

Beobachtung. Siehe Tabelle 41. Wo eine Reaktion abläuft, überzieht sich das Metall mit einem Belag: Eisen dunkelgrau, Kupfer rotbraun, Silber grauschwarz oder glitzernd.

Deutung. Ein Metall reagiert mit den Ionen eines anderen Metalls, wenn seine Atome leichter Elektronen abgeben als die Atome des anderen Metalls. Das andere Metall scheidet sich dann ab.

Sicherheit. Schutzbrille, Handschuhe. Silbernitrat-Lösung reizt Haut und Augen, färbt die Haut schwarz und ist umweltgefährlich. Zinksulfat kann die Augen schwer schädigen, Eisensulfat und Kupfersulfat sind gesundheitsschädlich. Alle Reste in den Behälter für Schwermetallabfälle.

Metall	Zinksulfat (Zn^{2+})	Eisensulfat (Fe^{2+})	Kupfersulfat (Cu^{2+})	Silbernitrat (Ag^{+})
Zink	–	Belag	Belag	Belag
Eisen	keine Reaktion	–	Belag	Belag
Kupfer	keine Reaktion	keine Reaktion	–	Belag
Silber	keine Reaktion	keine Reaktion	keine Reaktion	–

Tabelle 41: Welches Metall reagiert mit welcher Metallsalz-Lösung?

Zink reagiert mit drei Lösungen, Eisen mit zwei, Kupfer mit einer und Silber mit keiner. Taucht man einen Kupferdraht in Silbernitrat-Lösung, wachsen nach einiger Zeit glitzernde Silberkristalle wie ein kleiner Baum („Silberbaum“), und die Lösung färbt sich durch die entstehenden Kupfer-Ionen hellblau:

$$Cu + 2\ Ag^{+} \rightarrow Cu^{2+} + 2\ Ag$$

3.2 Die Redoxreihe der Metalle

Ordnet man die Metalle danach, wie leicht ihre Atome Elektronen abgeben, erhält man die **Redoxreihe der Metalle** (Abbildung 102). Metalle, deren Atome leicht Elektronen abgeben, heißen **unedle Metalle**; Metalle, deren Atome Elektronen nur schwer abgeben, heißen **edle Metalle**.

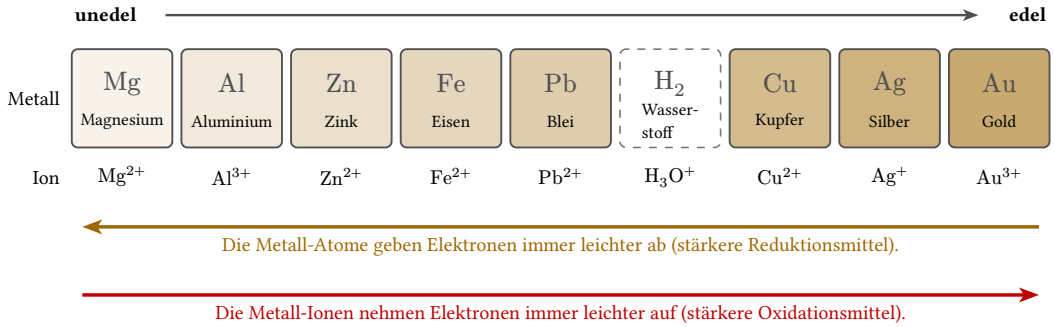


Abbildung 102: Die Redoxreihe der Metalle. Je weiter links ein Metall steht, desto leichter geben seine Atome Elektronen ab. Für die Ionen gilt das Umgekehrte. Wasserstoff ist kein Metall, wird aber zum Vergleich mit Säuren in die Reihe eingeordnet.

Merksatz

Ein Metall gibt Elektronen an die Ionen aller Metalle ab, die in der Redoxreihe rechts von ihm stehen (die edler sind). Das unedlere Metall wird oxidiert und geht als Ion in Lösung, das edlere Metall scheidet sich ab. Ein edleres Metall reagiert nicht mit den Ionen eines unedleren.

Die Ionen eines edlen Metalls sind also starke Oxidationsmittel: Silber-Ionen nehmen leicht Elektronen auf, Zink-Ionen kaum. Man kann sich das als Wettstreit um die Elektronen vorstellen: Das Teilchen, das Elektronen stärker anzieht, gewinnt.

3.3 Edel und unedel im Alltag

- **Reaktion mit Sauerstoff:** Magnesium verbrennt grell, Eisenwolle glüht, Kupfer läuft beim Erhitzen nur schwarz an, Gold verändert sich gar nicht. Je unedler ein Metall, desto heftiger reagiert es mit Sauerstoff.
- **Reaktion mit Säuren:** Gibt man Magnesium, Zink oder Eisen in verdünnte Salzsäure, steigen Gasbläschen auf. Das Gas gibt die Knallgasprobe: Es ist Wasserstoff. Kupfer, Silber und Gold reagieren nicht. Die Metalle links vom Wasserstoff geben Elektronen an die Oxonium-Ionen der Säure ab:

$$\mathrm{Zn} + 2\ \mathrm{H_3O^+} \rightarrow \mathrm{Zn^{2+}} + \mathrm{H_2} + 2\ \mathrm{H_2O}$$

- **Vorkommen in der Natur:** Edle Metalle wie Gold, Silber und manchmal Kupfer kommen **gediegen** vor, also als reines Metall. Unedle Metalle findet man nur in Verbindungen, meist als Oxide oder Sulfide in **Erzen**. Aus ihnen muss man das Metall erst durch eine Reduktion gewinnen (Abschnitt 4).

Beispiel 3

Verzinkter Stahl. Leitplanken, Gartenzäune und Laternenmasten sind oft mit einer grauen Zinkschicht überzogen (**Verzinken**). Wird die Schicht verletzt, oxidieren Wasser und Sauerstoff zuerst das unedlere Zink, nicht das Eisen. Das Zink opfert sich gewissermaßen für das Eisen und schützt es so jahrzehntelang vor Rost.

Aluminium, ein Sonderfall

Aluminium steht in der Redoxreihe weit links und ist sehr unedel. Trotzdem rostet eine Aluminiumleiter nicht. Grund ist eine dünne, dichte Schicht aus Aluminiumoxid, die sich an der Luft sofort bildet und das Metall darunter schützt. Aus demselben Grund reagiert Aluminium im Versuch mit Metallsalz-Lösungen oft kaum.

Fachbegriffe: Zuschauer-Ion · Metallsalz-Lösung · Redoxreihe der Metalle · unedles Metall · edles Metall · gediegen · Erz · Verzinken

Üben: **noctua** ↗ Ausprobieren: **Redoxreihe der Metalle** ↗

4 Metalle gewinnen: Eisen und Kupfer

G8 · Kl. 9 G9 · Kl. 10

Eisen ist das wichtigste Gebrauchsmetall der Welt. Im Jahr 2023 wurden knapp 1,9 Milliarden Tonnen Stahl hergestellt, mehr als 200 kg für jeden Menschen auf der Erde. Eisen ist nach Sauerstoff, Silicium und Aluminium das vierthäufigste Element der Erdkruste, aber es kommt dort nicht als Metall vor, sondern als Eisenerz.

4.1 Vom Erz zum Metall

Ein **Erz** ist ein Gestein, das so viel einer Metallverbindung enthält, dass sich die Gewinnung des Metalls lohnt. Die wichtigsten Eisenerze sind Oxide: Roteisenstein (Hämatit, Fe_2O_3) und Magneteisenstein (Magnetit, Fe_3O_4). In ihnen liegen Eisen-Ionen vor. Um daraus Eisen zu gewinnen, muss man die Eisen-Ionen reduzieren, also dem Eisenoxid den Sauerstoff entziehen. Dazu braucht man ein Reduktionsmittel, das sich stärker mit Sauerstoff verbindet als Eisen. Am billigsten ist Kohlenstoff in Form von **Koks**, einem fast reinen Kohlenstoff, der aus Steinkohle gewonnen wird.

4.2 Der Hochofen

Eisen wird im **Hochofen** gewonnen (Abbildung 103), einem Schachtofen von etwa 30 bis 40 Metern Höhe, der Tag und Nacht ohne Unterbrechung arbeitet, oft 15 Jahre und länger. Von oben (an der Gicht) werden abwechselnd Schichten aus Eisenerz und Koks eingefüllt, dazu Kalkstein. Unten wird durch Düsen heiße Luft eingeblasen, der **Heißwind**.

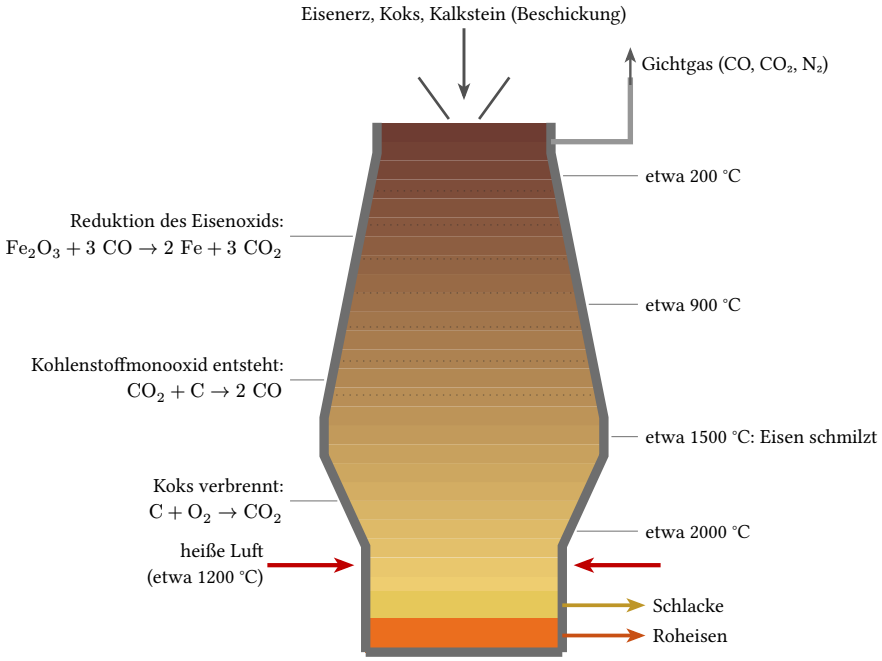


Abbildung 103: Der Hochofen im Schnitt (schematisch, nicht maßstäblich). Die Beschickung sinkt langsam nach unten, die heißen Gase steigen nach oben. Links die wichtigsten Reaktionen, rechts die ungefähren Temperaturen.

Im Hochofen laufen drei Schritte ab:

a) **Der Koks verbrennt.** Vor den Düsen verbrennt der Koks mit dem Sauerstoff der heißen Luft. Dabei werden Temperaturen um 2000 °C erreicht: $C + O_2 \rightarrow CO_2$

b) **Kohlenstoffmonooxid entsteht.** Das aufsteigende Kohlenstoffdioxid reagiert mit weiterem glühendem Koks zu Kohlenstoffmonooxid: $CO_2 + C \rightarrow 2\ CO$

c) **Das Eisenoxid wird reduziert.** Das Kohlenstoffmonooxid ist das eigentliche Reduktionsmittel. Es nimmt dem Eisenoxid den Sauerstoff weg und wird dabei zu Kohlenstoffdioxid oxidiert:

$$Fe_2O_3 + 3\ CO \rightarrow 2\ Fe + 3\ CO_2$$

Das Eisen sinkt nach unten, schmilzt in der heißen Zone (Schmelztemperatur von reinem Eisen 1538 °C; Eisen mit Kohlenstoff schmilzt schon tiefer) und sammelt sich unten im Ofen. Ein großer Hochofen liefert über 10 000 Tonnen davon am Tag. Das Gestein aus dem Erz bildet zusammen mit dem Kalkstein eine leichtere Schmelze, die **Schlacke**, die

auf dem Eisen schwimmt. Beide werden regelmäßig abgestochen. Die Schlacke wird zu Zement und Straßenschotter verarbeitet.

4.3 Vom Roheisen zum Stahl

Das Eisen aus dem Hochofen heißt **Roheisen**. Es enthält etwa 4 % Kohlenstoff und kleine Mengen anderer Elemente. Dadurch ist es hart, aber spröde: Es lässt sich nicht schmieden oder walzen. Im Stahlwerk bläst man deshalb reinen Sauerstoff auf das flüssige Roheisen. Der Kohlenstoff verbrennt zu gasförmigen Kohlenstoffoxiden, und es entsteht **Stahl** mit weniger als 2 % Kohlenstoff. Stahl ist zäh und verformbar; durch Zusätze wie Chrom und Nickel wird er rostfrei (Edelstahl). In das Stahlwerk gibt man auch Schrott, denn Eisen lässt sich beliebig oft wiederverwerten (**Recycling**). Abbildung 104 zeigt den ganzen Weg vom Rohstoff bis zur Verwendung.

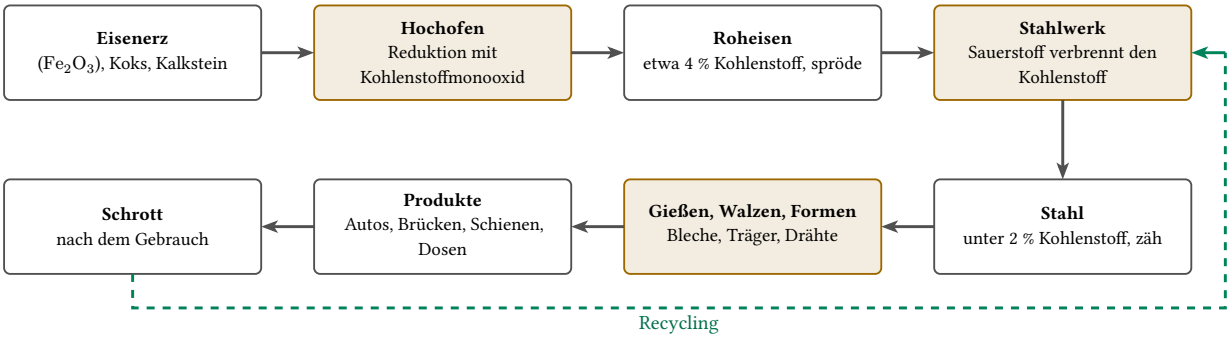


Abbildung 104: Der Weg des Eisens vom Erz bis zur Verwendung. Blau: Verfahren, weiß: Stoffe und Produkte. Schrott wird im Stahlwerk wieder eingeschmolzen.

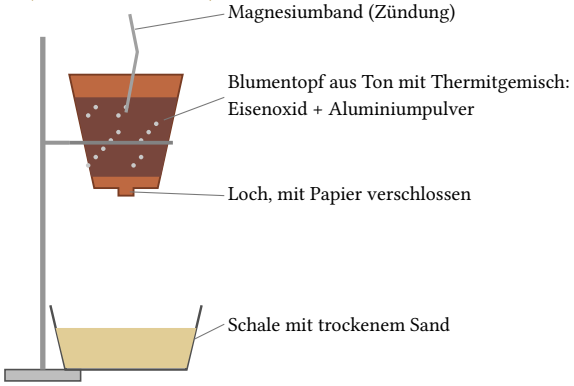
Stahl ohne Koks?

Bei der Herstellung einer Tonne Stahl im Hochofen entstehen rund 2 Tonnen Kohlenstoffdioxid. Die Stahlindustrie gehört deshalb zu den größten Verursachern von Kohlenstoffdioxid. Statt mit Koks kann man Eisenerz auch mit Wasserstoff reduzieren (**Direktreduktion**): $Fe_2O_3 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ Fe + 3\ H_2O$. Dabei entsteht Wasser statt Kohlenstoffdioxid. Der Wasserstoff muss allerdings mit sehr viel elektrischer Energie durch Elektrolyse hergestellt werden (Abschnitt 5), am besten mit Strom aus Wind und Sonne. Erste solche Anlagen werden derzeit geplant und gebaut.

4.4 Das Thermitverfahren

Je unedler ein Metall ist, desto stärker bindet es Sauerstoff. Aluminium steht in der Redoxreihe weit links vom Eisen und kann deshalb dem Eisenoxid den Sauerstoff entreißen.

Versuch — Thermitverfahren (Lehrerversuch)



Durchführung. Ein Gemisch aus Eisenoxid (Fe_2O_3) und Aluminiumpulver (Thermitgemisch) wird in einen Blumentopf aus Ton gefüllt, dessen Loch mit Papier verschlossen ist. Der Topf hängt im Freien in einem Stativring über einer Schale mit trockenem Sand. Das Gemisch wird mit einem Magnesiumband gezündet; alle treten sofort mehrere Meter zurück.

Beobachtung. Nach dem Zünden läuft eine heftige Reaktion mit grellem Licht, Funkenregen und Rauch ab. Unten aus dem Topf fließt eine weißglühende Schmelze in den Sand. Nach dem Abkühlen findet man darin einen Klumpen aus Metall, der vom Magneten angezogen wird.

Deutung. Aluminium hat das Eisenoxid zu Eisen reduziert und ist selbst zu Aluminiumoxid oxidiert worden. Die Reaktion ist so stark exotherm (über 2000 °C), dass das Eisen flüssig wird.
Sicherheit. Nur als Lehrerversuch im Freien oder in einer großen Sandwanne, Schutzbrille, großer Abstand, nicht in das grelle Licht sehen. Aluminiumpulver und Magnesiumband sind entzündbar. Nie mit Wasser löschen: Wasser verdampft an der Schmelze explosionsartig. Den Sand trocken halten.

$$Fe_2O_3 + 2\ Al \rightarrow Al_2O_3 + 2\ Fe$$

Das Thermitverfahren wurde um 1895 von dem Chemiker Hans Goldschmidt entwickelt. Mit ihm werden bis heute Eisenbahnschienen an Ort und Stelle verschweißt: Das flüssige Eisen läuft in eine Form um die Schienenenden und verbindet sie. Für die Gewinnung großer Mengen Eisen ist es zu teuer, denn Aluminium muss selbst mit viel Energie gewonnen werden: durch Elektrolyse geschmolzenen Aluminiumoxids.

4.5 Kupfer: vom Erz zum Kabel

Kupfer leitet den elektrischen Strom fast so gut wie Silber und ist viel billiger. Es steckt deshalb in jedem Stromkabel, in jedem Elektromotor und in jedem Handy. Das wichtigste Kupfererz ist Kupferkies, eine Verbindung aus Kupfer, Eisen und Schwefel ($CuFeS_2$). Kupfererze enthalten oft weniger als ein Prozent Kupfer, der Rest ist taubes Gestein. Der Weg zum reinen Kupfer hat mehrere Stufen (Abbildung 105):

a) **Anreichern:** Das Erz wird fein gemahlen und mit Wasser und Zusätzen aufgeschäumt (Flotation). Die kupferhaltigen Körnchen bleiben am Schaum hängen, das Gestein sinkt ab.
b) **Schmelzen und Rösten:** Beim Schmelzen trennt man Eisen und Gestein als Schlacke ab; es bleibt vor allem Kupfersulfid. Anschließend bläst man Luft hindurch (**Rösten**). Der Schwefel verbindet sich mit dem Sauerstoff zu Schwefeldioxid, und die Kupfer-Ionen werden zu Kupfer reduziert:

$$Cu_2S + O_2 \rightarrow 2\ Cu + SO_2$$

Das giftige Schwefeldioxid wird aufgefangen und zu Schwefelsäure verarbeitet.
c) **Reinigen durch Elektrolyse:** Das entstandene Rohkupfer enthält noch etwa 1 % Fremdstoffe. Schon diese Spuren verschlechtern die elektrische Leitfähigkeit deutlich. Durch Elektrolyse (Abschnitt 5) gewinnt man daraus Kupfer mit einer Reinheit von 99,99 % (**Raffination**).

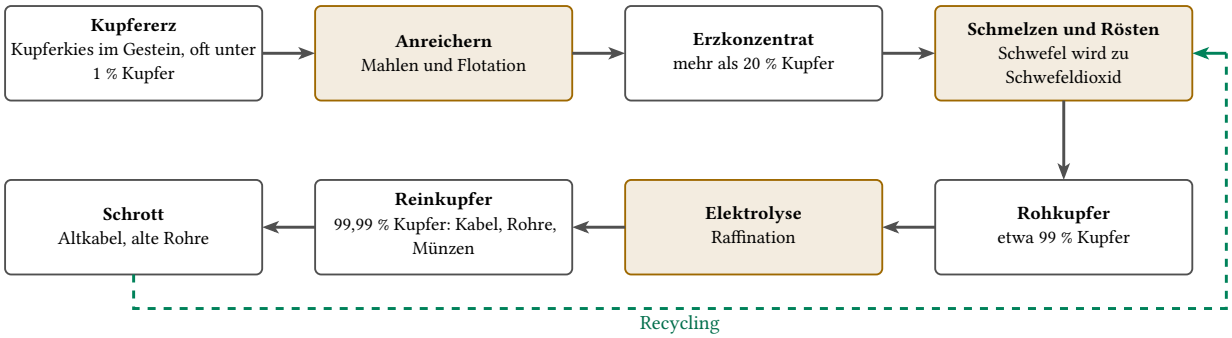


Abbildung 105: Der Weg des Kupfers vom Erz bis zur Verwendung. Kupferschrott wird wieder eingeschmolzen und gereinigt.

Weil Kupfererze so arm sind, entstehen für jede Tonne Kupfer riesige Mengen Gesteinsabfall, und die Gewinnung braucht viel Energie und Wasser. Das Recycling von Kupfer spart einen großen Teil davon und lohnt sich: Altes Kupfer ist ein wertvoller Rohstoff.

Fachbegriffe: Erz · Koks · Hochofen · Heißwind · Schlacke · Roheisen · Stahl · Recycling · Direktreduktion · Thermitverfahren · Rösten · Raffination

Üben: **noctua** ↗

5 Elektrolyse als Energiespeicher

G8 · Kl. 9 G9 · Kl. 10

Zink und Iod reagieren freiwillig miteinander, und dabei wird Energie frei (Abschnitt 2). Kann man diese Reaktion auch rückwärts laufen lassen, also aus Zinkiodid wieder Zink und Iod machen? Ja, aber nur, wenn man Energie zuführt, und zwar **elektrische Energie**.

Versuch — Elektrolyse von Zinkiodid-Lösung

Durchführung. In ein kleines Becherglas mit Zinkiodid-Lösung werden zwei Elektroden aus Graphit gestellt, die sich nicht berühren. Man verbindet sie mit einem Netzgerät und stellt eine Gleichspannung von etwa 4,5 V ein. Nach etwa 5 Minuten trennt man das Netzgerät ab und schließt stattdessen ein Spannungsmessgerät, danach einen kleinen Elektromotor an.

Beobachtung. Am Minuspol bildet sich ein grauer, metallisch glänzender Belag, der oft wie feines Moos wächst. Vom Pluspol steigen gelbbraune Schlieren in die Lösung. Nach dem Abtrennen des Netzgeräts zeigt das Messgerät eine Spannung von gut 1 V. Der Motor dreht sich eine Weile; dabei wird der graue Belag kleiner und die braune Farbe schwächer.

Deutung. Am Minuspol hat sich Zink abgeschieden, am Pluspol ist Iod entstanden, das sich mit brauner Farbe löst. Nach dem Abtrennen reagieren Zink und Iod wieder zu Zinkiodid und liefern dabei elektrische Energie.

Sicherheit. Schutzbrille, Handschuhe. Zinkiodid-Lösung kann Haut und Augen schädigen und ist umweltgefährlich, Iod ist gesundheitsschädlich. Spannung nicht höher als nötig. Reste in den Behälter für Schwermetallabfälle.

5.1 Was an den Polen geschieht

Die Lösung enthält frei bewegliche Zink-Ionen und Iodid-Ionen. Das Netzgerät wirkt wie eine Elektronenpumpe: Es drückt Elektronen in die Elektrode am **Minuspol** und zieht sie aus der Elektrode am **Pluspol** ab. Die positiv geladenen Zink-Ionen wandern zum Minuspol und nehmen dort Elektronen auf. Die negativ geladenen Iodid-Ionen wandern zum Pluspol und geben dort Elektronen ab (Abbildung 106, links):

$$\text{Minuspol (Reduktion):} \quad \mathrm{Zn^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Zn}$$

$$\text{Pluspol (Oxidation):} \quad \mathrm{2\ I^- \rightarrow I_2 + 2\ e^-}$$

$$\text{Gesamtreaktion:} \quad \mathrm{Zn^{2+} + 2\ I^- \rightarrow Zn + I_2}$$

Definition

Eine **Elektrolyse** ist eine Redoxreaktion, die durch elektrische Energie erzwungen wird. Am Minuspol werden Teilchen reduziert (sie nehmen Elektronen auf), am Pluspol werden Teilchen oxidiert (sie geben Elektronen ab).

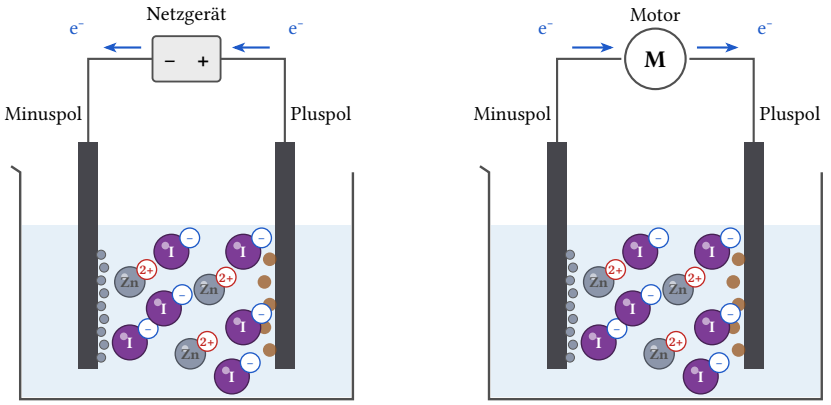


Abbildung 106: Laden und Entladen der Zink-Iod-Zelle. Links: Das Netzgerät erzwingt die Elektrolyse; Zink-Ionen wandern zum Minuspol und werden zu Zink, Iodid-Ionen wandern zum Pluspol und werden zu Iod. Rechts: Zink und Iod reagieren freiwillig zurück; die Elektronen fließen dabei durch den Motor vom Zink zum Iod.

Die Elektrolyse ist genau die Umkehrung der Reaktion von Zink mit Iod. Was bei der freiwilligen Reaktion als Wärme frei wurde, muss bei der Elektrolyse als elektrische Energie hineingesteckt werden. Die Elektrolyse ist also endotherm.

5.2 Das Prinzip eines Akkus

Nach dem Abtrennen des Netzgeräts liegen in dem Becherglas Zink und Iod getrennt voneinander an zwei Elektroden. Sie „wollen“ wieder zu Zinkiodid reagieren. Verbindet man die Elektroden über einen Motor, geben die Zink-Atome ihre Elektronen ab, die Elektronen fließen durch den Draht und den Motor zum Iod, und das Iod nimmt sie auf:

$$\text{Minuspol (Oxidation):} \quad \mathrm{Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-}$$

$$\text{Pluspol (Reduktion):} \quad \mathrm{I_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ I^-}$$

Die Redoxreaktion läuft jetzt freiwillig ab, und die Energie wird nicht als Wärme frei, sondern als elektrische Energie, die den Motor antreibt. Das ist das Prinzip eines **elektrochemischen Energiespeichers**: Beim Laden wird elektrische Energie in **chemische Energie** umgewandelt und in den Stoffen gespeichert, beim Entladen wird sie wieder in elektrische Energie zurückverwandelt. Zink und Iod haben zusammen mehr chemische Energie als die Ionen in der Lösung (Abbildung 107).

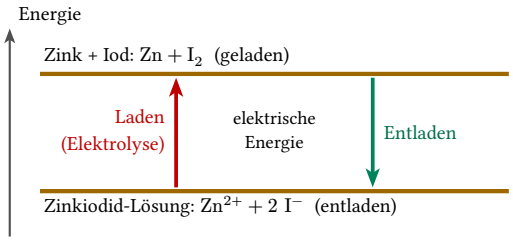


Abbildung 107: Energiestufen der Zink-Iod-Zelle (schematisch).

Merksatz

Ein **Akkumulator** (kurz Akku) ist ein wiederaufladbarer elektrochemischer Energiespeicher. **Laden** ist eine Elektrolyse: Eine Redoxreaktion wird mit elektrischer Energie erzwungen, elektrische Energie wird in chemische Energie umgewandelt. Beim **Entladen** läuft die Redoxreaktion freiwillig zurück, chemische Energie wird in elektrische Energie umgewandelt.

Echte Akkus arbeiten nach demselben Prinzip, nur mit anderen Stoffen und so gebaut, dass die Stoffe nicht unkontrolliert miteinander reagieren können. Im Autoakku (Bleiakku) reagieren Blei, Bleioxid und Schwefelsäure, im Lithium-Ionen-Akku von Handy und Elektroauto wandern Lithium-Ionen zwischen den Elektroden hin und her. Eine gewöhnliche Batterie dagegen lässt sich nicht wieder aufladen.

5.3 Elektrolyse in Technik und Alltag

Elektrolyse von	Minuspol	Pluspol
Zinkiodid-Lösung	Zink: $\mathrm{Zn^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Zn}$	Iod: $\mathrm{2\ I^- \rightarrow I_2 + 2\ e^-}$
Kupferchlorid-Lösung (Lehrerversuch im Abzug)	Kupfer: $\mathrm{Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu}$	Chlor: $\mathrm{2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-}$

Tabelle 42: Produkte einiger Elektrolysen. Immer wird am Minuspol reduziert und am Pluspol oxidiert.

Bei der Elektrolyse von Kupferchlorid-Lösung scheidet sich am Minuspol rotbraunes Kupfer ab, am Pluspol entsteht das gelbgrüne, stechend riechende Gas Chlor. Chlor ist giftig beim Einatmen und reizt Augen und Atemwege; der Versuch wird deshalb nur von der Lehrkraft im Abzug und nur kurz durchgeführt. Kupferchlorid selbst ist gesundheitsschädlich und umweltgefährlich. Auch in der Technik wird die Elektrolyse vielfach genutzt:

- **Metallgewinnung und Reinigung:** Aluminium wird durch Elektrolyse gewonnen, Rohkupfer durch Elektrolyse gereinigt (Abschnitt 4).
- **Überziehen mit Metall (Galvanisieren):** Schmuck wird vergoldet, Armaturen verchromt, indem man den Gegenstand als Minuspol in eine Lösung mit den Metall-Ionen hängt.
- **Wasserstoff als Energiespeicher:** Mit Strom aus Wind und Sonne zerlegt man Wasser in Wasserstoff (am Minuspol) und Sauerstoff (am Pluspol). Der Wasserstoff speichert die Energie lange und in großen Mengen; er kann später in Kraftwerken oder Brennstoffzellen wieder Strom liefern oder in der Stahlindustrie Eisenerz reduzieren.

Fachbegriffe: Elektrolyse · Minuspol · Pluspol · elektrische Energie · chemische Energie · elektrochemischer Energiespeicher · Akkumulator · Laden · Entladen · Galvanisieren

Üben: **noctua** ↗ Ausprobieren: **Elektrolyse-Labor** ↗

