

Thema Oxidation und Energie

1. Erkläre die Begriffe Oxidation und Reduktion mit Hilfe des Videos!

<https://www.youtube.com/watch?v=NYQ1E3v8Zqs>

Bei der nächsten Aufgabe kannst du dir eine Aufgabe aussuchen: Die erste Aufgabe ist leichter als die zweite.

Aufgabe

- ★ 2. Schaut euch das Video an über die Reaktion von Kupfer in einer Flamme und fertigt ein **Versuchsprotokoll** mit folgenden **Überschriften**:

Material:

Durchführung:

Beobachtung:

Erklärung:

Reaktionsgleichung:

Als Hilfe dienen folgende Worte:

(Tiegelzange, Gasbrenner, erhitzen, Flamme, oxidieren, Kupferoxid, rot, metallisch glänzend, schwarz...)

<https://www.youtube.com/watch?v=RuoTfP-McKY>

Oder

- ★★ 2. **B) Zeichne und erkläre** die Diagramme zur Exo- bzw- Endothermen Reaktion wie in dem Video gezeigt.

<https://www.youtube.com/watch?v=GAGOKgofm7g>

Buchseiten:

Zuerst aktivieren ... dann laufen lassen



1 Aktivieren ...

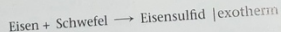
Zuerst Aktivieren ...
Viele chemische Reaktionen laufen nicht von alleine ab. Ein Feuerwerkskörper explodiert erst, wenn man ihn zündet. Ein Streichholz entzündet beim Reiben an einer Reibfläche. Papier lässt sich durch ein Brennglas entzünden.
Ein Gemisch aus Eisen und Schwefel muss zunächst an einer Stelle erhitzt werden, damit die chemische Reaktion in Gang kommt. Auch ein Zink-Schwefel-Gemisch muss erst mit einem heißen Draht gezündet werden (> B1), bevor es reagiert (> B3). Diese Versuche zeigen, dass viele chemische Reaktionen durch **Zufuhr von Energie** in Gang kommen. Dabei müssen die Ausgangsstoffe zuerst reaktionsbereit oder **aktiviert** gemacht werden. Die dafür notwendige Energie bezeichnet man als **Aktivierungsenergie**.

► Zum Auslösen vieler chemischer Reaktionen ist Aktivierungsenergie erforderlich.



3 ... und dann reagieren

... dann laufen lassen
Fängt ein Eisen-Schwefel-Gemisch zu glühen an, kann der Gasbrenner entfernt werden. Die Glühfront wandert durch das gesamte Gemisch, ohne dass weiter erhitzt wird. Die chemische Reaktion läuft jetzt ohne Energiezufuhr von alleine ab. Dabei werden Wärme und Licht an die Umgebung abgegeben. Eine Reaktion, bei der Wärme frei wird, nennt man **exotherm** (griech.: thermos, warm). Bei der Verbrennung von Propangas wird z. B. so viel Wärme frei, dass sich die Luft in einem Ballon erwärmt und er aufsteigt (> B4). Den exothermen Verlauf einer chemischen Reaktion gibt man im Reaktionsschema an:



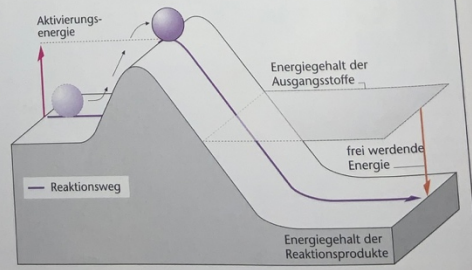
► Chemische Reaktionen, bei denen Energie frei wird (z. B. in Form von Licht, Wärme), nennt man exotherme Reaktionen.



4 Nach dem Erhitzen steigt der Heißluftballon.

Eine Modellvorstellung veranschaulicht den Ablauf

Der Ablauf einer exothermen Reaktion kann mit folgender Modellvorstellung verglichen werden: Eine Kugel soll über einen Hügel nach unten gebracht werden. Sie kann den Hügel nicht von alleine überwinden. Sie muss auf den Berg hinaufgeschoben werden. Dazu benötigt man Energie. Oben, von der Bergspitze aus, kann die Kugel dann von selbst ins Tal rollen. Viele chemische Reaktionen kommen nicht von alleine in Gang. Die Ausgangsstoffe (Edukte) müssen zuerst aktiviert werden. Dazu benötigt man Aktivierungsenergie. Hat die Reaktion eingesetzt, wird viel Energie frei. Sie reicht aus, um die chemische Reaktion in Gang zu halten.



2 Modellvorstellung zum Ablauf einer chemischen Reaktion

Metalle reagieren mit Sauerstoff



1 Magnesia verhindert das Abrutschen beim Turnen.



2 Magnesium verbrennt zu Magnesiumoxid.

Magnesium, ein brennbares Metall
Entzündet man einen Streifen Magnesiumband an der Luft, verbrennt er mit heller Lichterscheinung zu einem weißen Reaktionsprodukt (> B2). Magnesium hat mit Sauerstoff aus der Luft zu Magnesiumoxid reagiert. Magnesiumoxid ist ein weißer Stoff, der unter der Bezeichnung Magnesia im Sport verwendet wird (> B1).

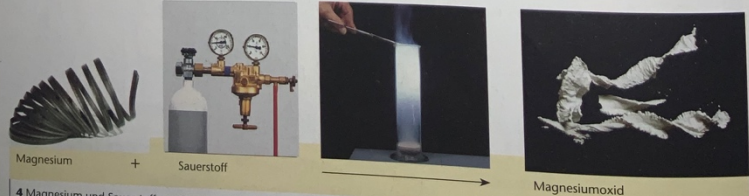


3 Eisen wird oxidiert.

Metalle reagieren mit Sauerstoff
In reinem Sauerstoff verbrennen Metalle sehr viel heftiger als an der Luft. Magnesium reagiert mit Sauerstoff so stark, dass sich das gesamte Reaktionsprodukt in Form eines weißen Rauches im Standzylinder zeigt (> B4; V1). Ein gleißendes Licht ist zu sehen. Angeglühte Eisenwolfe verbrennt in reinem Sauerstoff unter lebhaftem Funkensprühen zu Eisenoxid (> B3; V2), während sie an der Luft nur glüht. Die Reaktionsprodukte unterscheiden sich nicht von denen, die beim Verbrennen an der Luft entstehen.

► Bei der Reaktion von Metallen mit Sauerstoff entstehen Metalloxide.

Oxide, Oxidation
Reagiert ein Metall mit Sauerstoff, so entsteht ein Oxid. Oxide unterscheiden sich



4 Magnesium und Sauerstoff reagieren zu Magnesiumoxid.

in ihren Eigenschaften von den Metallen, aus denen sie entstanden sind. Es sind spröde Stoffe mit hohen Schmelztemperaturen. Die Reaktion des Metalles mit Sauerstoff bezeichnet man als **Oxidation** (griech./lat.: oxygenium, Sauerstoff). Bei den meisten Oxidationen wird Energie in Form von Licht und Wärme frei. Es handelt sich um exotherme Reaktionen.

► Oxide sind Verbindungen mit Sauerstoff. Die Reaktion eines Stoffes mit Sauerstoff wird Oxidation genannt.

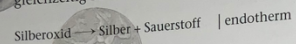
Reaktionen von Metalloxiden mit Wasser
Magnesium verbrennt an der Luft zu Magnesiumoxid. Schlämmt man Magnesiumoxid mit Wasser auf und gibt Universalindikator dazu, ist eine Blaufärbung festzustellen. Dabei muss diese Aufschlammung alkalisch sein (> B5; V3). Eine Aufschlammung von Branntkalk (Calciumoxid) ergibt mit Universalindikator ebenfalls eine Blaufärbung und ist deshalb alkalisch (> B6; V4). So wie Magnesiumoxid und Calciumoxid reagieren auch andere Metalloxide. Sie bilden mit Wasser alkalische Lösungen.

► Metalloxide bilden mit Wasser alkalische Lösungen.

Die Reduktion

Reduktion durch Zuführen von Energie

Erhitzt man Silberoxid im Reagenzglas (> V1), so entsteht aus dem schwarzen Pulver eine weiße, poröse Substanz (fein verteiltes Silber). Es kann zu glänzenden Tröpfchen zusammenschmolzen werden. Die Glimmspanprobe beweist, dass gleichzeitig Sauerstoff entstanden ist.



Die Reaktion ist **endotherm**, es muss ständig Energie zugeführt werden. Auf diese Weise kann man das Metall aus seinem Oxid herstellen.

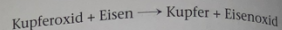
Man sagt, das Metall ist **reduziert** (lat.: reducere, zurückführen) worden.

▶ Eine chemische Reaktion, bei der Sauerstoff abgegeben wird, wird als Reduktion bezeichnet.

Reduktion durch ein Reduktionsmittel

Die Reduktion durch Zuführen von Energie gelingt bei vielen Metallen nur bei sehr hohen Temperaturen. Es gibt aber noch einen anderen Weg der Metallgewinnung aus dem Oxid.

Die Reaktion zwischen schwarzem Kupferoxid und Eisen (> V2) läuft nach dem ersten Aufglühen freiwillig weiter. Neben einem grauschwarzen Feststoff erkennt man auch rötliche Kügelchen: es ist Kupfer entstanden.



Das metallische Eisen kann dem Kupferoxid den Sauerstoff entreißen. Eisen ist ein **Reduktionsmittel**.

Eisenoxid reagiert dagegen mit Kupfer nicht (> V3).

▶ Ein Stoff, der in der Lage ist, andere Stoffe zu reduzieren, wird Reduktionsmittel genannt.

Versuche

- 1 Man gibt 0,5 g Silberoxid in ein Reagenzglas und erhitzt mit der nicht leuchtenden Brennerflamme. Gleichzeitig wird ein glimmender Holzspan über die Öffnung des Reagenzglases gehalten. (Schutzbrille!)
- 2 Fülle ein Gemisch aus 1,6 g schwarzem Kupferoxid und 0,8 g Eisenpulver in ein Reagenzglas. Erhitze das Gemisch bis zum ersten Aufglühen über einer feuerfesten Unterlage. Beobachte den Ablauf der Reaktion, ohne weiter zu erhitzen. (Schutzbrille!)
- 3 Mische 1,6 g rotes Eisenoxid mit 0,8 g Kupferpulver und erhitze das Gemisch in einem Reagenzglas mehrfach bis zum Glühen. (Schutzbrille!)

