

Metall versus Metalloxid: Wer spannt wem den Sauerstoff aus?

Petra Frank, Tobias Frank und Dr. Hans-Peter Haseloff

Niveau: Sek. I

Dauer: 4 Unterrichtsstunden

Bezug zu den KMK-Bildungsstandards

Fachwissen: Stoff-Teilchen-Beziehung: Die Schülerinnen und Schüler geben Eigenschaften von Sauerstoff, Kohlenstoffdioxid, Eisen, Kupfer, Silber, Magnesium und Magnesiumoxid an. Sie beschreiben den Nachweis von Kohlenstoffdioxid.

Chemische Reaktionen: Die Schülerinnen und Schüler formulieren die Reaktionsschemata ausgewählter chemischer Reaktionen und erläutern sie unter energetischen Aspekten (endotherm, exotherm). Sie erklären Redoxreaktionen als Sauerstoffübertragungsreaktionen.

Erkenntnisgewinnung: Sachgerechter Umgang mit Laborgeräten, Anwendung der Sicherheitsmaßnahmen, Durchführen und Auswerten einfacher Experimente. Anwendung naturwissenschaftlicher Arbeitsweisen.

Bewertung: Die Schülerinnen und Schüler wenden die Lerninhalte auf bedeutsame Redoxreaktionen in der Industrie sowie auf die historische Metallgewinnung an.

Der Beitrag enthält Materialien für:

- | | |
|--|----------------------------------|
| ✓ Schülerversuche | ✓ Selbstkontrolle /Lernkontrolle |
| ✓ Internetrecherche | ✓ Lehrerversuche |
| ✓ Fragend-entwickelnde Unterrichtsformen | |

I/D

Hintergrundinformationen

Die erfolgreiche Gewinnung und die Verwendung von Metallen spielten in der Geschichte der Menschheit eine herausragende Rolle. Nicht zuletzt deswegen wurden zwei Zeitalter nach Metallen bzw. Legierungen benannt – die Bronzezeit und die Eisenzeit. Metalle sind aber auch heute noch und in Zukunft als Werkstoffe im Alltag und in der Technik von großer Wichtigkeit, wie die aktuell steigenden Rohstoffpreise erahnen lassen. Nicht nur die Metalle selbst, sondern auch ihre Oxide wurden und werden vielfältig genutzt, wie z. B. als Farbpigmente oder als Bestandteil von Batterien bzw. Akkumulatoren.

Hinweise zur Didaktik und Methodik

Lernvoraussetzungen

Folgende Begriffe sollten bereits im vorangegangenen Unterricht besprochen sein:

- Oxidation: Reaktion eines Stoffes mit Sauerstoff
- Oxide (Metalloxide und Nichtmetalloxide): Verbindungen zwischen Elementen und Sauerstoff
- Nachweis von Kohlenstoffdioxid
- Zerteilungsgrad.

Durchführung

Zunächst wird experimentell das unterschiedliche Bindungsbestreben von Metallen zu Sauerstoff sowie die Stabilität der entstehenden Oxide untersucht (**M 1**). In diesem Zusammenhang werden die Begriffe ‚edel‘ und ‚unedel‘ eingeführt und ausgewählte Metalle diesem Konzept zugeordnet. Ausgehend von der Frage, wie prinzipiell aus Oxiden wieder das Metall gewonnen werden kann, wird bei der Thermolyse von Silberoxid die Reduktion als Umkehrung der Oxidation bzw. Abgabe von Sauerstoff erarbeitet (**M 2**); dabei werden die Begriffe exotherm und endotherm wiederholt. Hier bietet sich die Möglichkeit, darauf einzugehen, warum manche Metalle in der Natur elementar, d. h. gediegen vorkommen und andere nur als Bestandteil von Verbindungen (z. B. oxidische Erze). Weiterhin kann auf die Bedeutung von Metalloxiden damals und heute eingegangen werden (**M 3**).

Da die Thermolyse eines Metalloxids zwar prinzipiell immer, in sehr vielen Fällen aber nur bei sehr hohen Temperaturen möglich ist, soll anschließend eine andere Methode zur Gewinnung der Metalle aus den entsprechenden Oxiden entwickelt werden, welche das unterschiedliche Bindungsbestreben der Metalle zu Sauerstoff nutzt: die Redoxreaktion als Reaktion eines Metalls mit einem Metalloxid (**M 4 – M 6**). Der Begriff der Redoxreaktion legt den Grundstein für das in der Chemie wichtige Donator-Akzeptor-Prinzip: Das Oxidationsmittel überträgt den Sauerstoff direkt auf den oxidierbaren Stoff, d. h., es wird ersichtlich, dass es sich um eine direkte Reaktion eines Oxids mit einem Metall handelt und Sauerstoff in elementarer Form nicht auftritt.

Mit dem Übergang zu Kohlenstoff als Reduktionsmittel anstelle eines Metalls (**M 7**) kann auf die großtechnische Gewinnung des mengenmäßig mit Abstand am meisten eingesetzten Metalls eingegangen werden: Eisen. Für die Reduktion großer Mengen an Eisenoxiden sind auch riesige Mengen an Reduktionsmittel erforderlich. Die bei der Roheisengewinnung eingesetzte Kohle muss nicht erst – wie ein Metall – chemisch gewonnen werden. Der Naturstoff Kohle ist durch seinen hohen Anteil an elementarem Kohlenstoff direkt das natürliche Reduktionsmittel und bietet zudem große Vorteile (Verfügbarkeit, Kosten, gasförmiges Reaktionsprodukt).












Den Abschluss der Unterrichtseinheit bildet eine kurze Lernkontrolle (**M 8**).

Phänomenologische Orientierung

Im Unterrichtsgang stehen Schüleraktivität und experimentelles Vorgehen im Vordergrund. Schülerübungen sind vorgesehen bei der Erarbeitung des Bindungsbestrebens der Metalle zu Sauerstoff und den Redoxreaktionen. Ergänzt werden diese aus Sicherheits- und Kostengründen durch Lehrerdemonstrationsversuche bei der Thermolyse von Silberoxid sowie weitere Redoxreaktionen von Kupferoxid mit unedleren Metallen als Eisen.

Die gesamte Unterrichtssequenz ist stark phänomenologisch orientiert. Insbesondere für den Anfangsunterricht wird ganz bewusst auf die Formulierung von Reaktionsgleichungen mit chemischen Formeln verzichtet. Falls die chemische Zeichensprache bereits eingeführt ist, können problemlos zu allen Reaktionen die Reaktionsgleichungen formuliert werden.



Materialübersicht

M 1	Ab, SV ⌚ V: 5 min ⌚ D: 15 min	Metallpulver reagieren mit Luftsauerstoff <input type="checkbox"/> Eisenpulver  <input type="checkbox"/> Aluminiumpulver  <input type="checkbox"/> Kupferpulver <input type="checkbox"/> Magnesiumpulver 	<input type="checkbox"/> Schutzbrille <input type="checkbox"/> Gasbrenner <input type="checkbox"/> Feuerzeug oder Streichhölzer <input type="checkbox"/> Stativ mit Stativmaterial <input type="checkbox"/> Glastrichter <input type="checkbox"/> Glasrohr <input type="checkbox"/> Spatel <input type="checkbox"/> Papiertuch
M 2	Ab, SV ⌚ V: 5 min ⌚ D: 5 min	Wir erhitzen Metalloxide <input type="checkbox"/> Silberoxid   <input type="checkbox"/> Magnesiumoxid	<input type="checkbox"/> Schutzbrille <input type="checkbox"/> 2 Reagenzgläser <input type="checkbox"/> Spatel <input type="checkbox"/> Reagenzglasklammer <input type="checkbox"/> Glimmspan <input type="checkbox"/> Gasbrenner <input type="checkbox"/> Feuerzeug oder Streichhölzer
M 3	Ab	Recherchiere im Internet: Metalloxide im Alltag	
M 4	Ab, SV ⌚ V: 5 min ⌚ D: 15 min	Wir erhitzen ein Kupferoxid-Eisen-Gemisch <input type="checkbox"/> Kupferoxidpulver  <input type="checkbox"/> Eisenpulver 	<input type="checkbox"/> Schutzbrille <input type="checkbox"/> Gasbrenner <input type="checkbox"/> Feuerzeug oder Streichhölzer <input type="checkbox"/> Reagenzglasklammer <input type="checkbox"/> Reagenzglas <input type="checkbox"/> Reagenzglasgestell <input type="checkbox"/> Waage <input type="checkbox"/> Spatel
M 5	Ab, LV ⌚ V: 5 min ⌚ D: 15 min	Wer reagiert heftiger? <input type="checkbox"/> Kupferoxidpulver  <input type="checkbox"/> Zinkpulver  <input type="checkbox"/> Magnesiumpulver 	<input type="checkbox"/> Schutzbrille <input type="checkbox"/> Gasbrenner <input type="checkbox"/> Feuerzeug oder Streichhölzer <input type="checkbox"/> Reagenzglasklammer <input type="checkbox"/> Reagenzglasgestell <input type="checkbox"/> 1 Reagenzglas <input type="checkbox"/> Schutzhandschuh <input type="checkbox"/> Schutzscheibe <input type="checkbox"/> Waage <input type="checkbox"/> Spatel <input type="checkbox"/> Magnesiumrinne
M 6	Fo	Partnertausch: Wer geht zu wem?	
M 7	Ab, SV ⌚ V: 5 min ⌚ D: 15 min	Wir erhitzen ein Kupferoxid-Holzkohle-Gemisch <input type="checkbox"/> Kupferoxidpulver  <input type="checkbox"/> Holzkohlepulver <input type="checkbox"/> Calciumhydroxid-Lösung („Kalkwasser“) 	<input type="checkbox"/> Schutzbrille <input type="checkbox"/> Gasbrenner <input type="checkbox"/> Feuerzeug oder Streichhölzer <input type="checkbox"/> Reagenzglasklammer <input type="checkbox"/> Reagenzglas <input type="checkbox"/> kleines Becherglas <input type="checkbox"/> Reagenzglasgestell <input type="checkbox"/> Schutzbrille <input type="checkbox"/> gewinkeltes Glasrohr <input type="checkbox"/> Stopfen mit Loch
M 8	Ab, Lek	Bist du ein Experte?	

Die Lösungen und Erläuterungen finden Sie ab Seite 13.

M 1 Metallpulver reagieren mit Luftsauerstoff

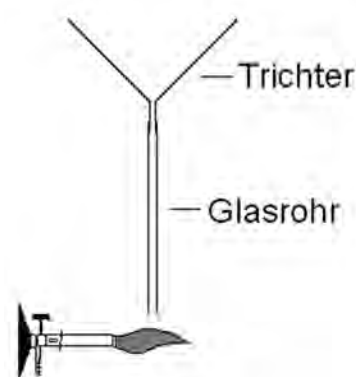
Schülerversuch: ⌚ Vorbereitung: 5 min ⌚ Durchführung: 15 min

Chemikalien / Gefahrenhinweise	Entsorgung	Geräte
<input type="checkbox"/> Eisenpulver  <input type="checkbox"/> Aluminiumpulver  <input type="checkbox"/> Kupferpulver <input type="checkbox"/> Magnesiumpulver 	Schwermetall-abfälle	<input type="checkbox"/> Schutzbrille <input type="checkbox"/> Gasbrenner <input type="checkbox"/> Feuerzeug oder Streichhölzer <input type="checkbox"/> Stativ mit Stativmaterial <input type="checkbox"/> Glastrichter <input type="checkbox"/> Glasrohr <input type="checkbox"/> Spatel <input type="checkbox"/> Papiertuch

I/D

Versuchsaufbau

Befestige den Gasbrenner waagrecht unten an einem Stativ. Danach befestige am gleichen Stativ ein Glasrohr mit einem aufgesetzten Trichter so, dass sich das Ende des Glasrohrs knapp über der Gasbrennerflamme befindet.



Versuchsdurchführung

Gib jeweils eine Spatelspitze eines Metallpulvers in den Trichter, sodass es durch das Glasrohr in die Flamme rieselt.



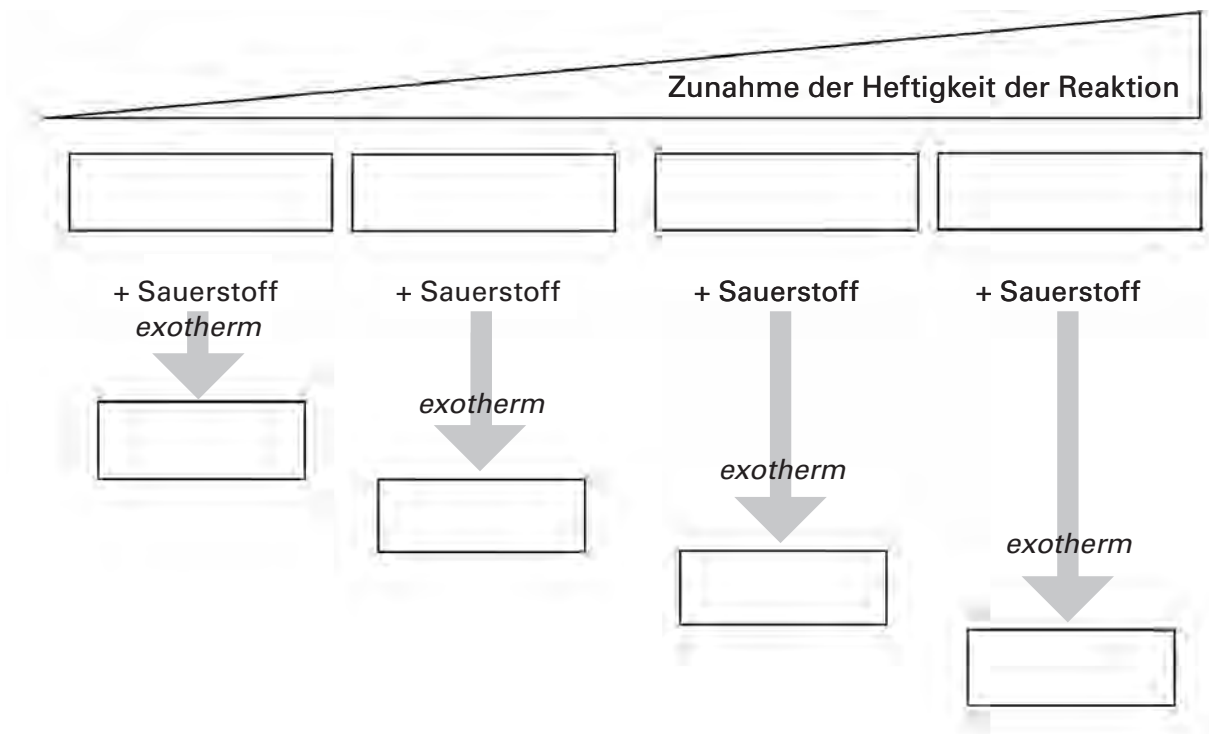
Aufgaben

1. Baue die Apparatur wie angegeben auf und führe den Versuch mit den Metallen Eisen, Aluminium, Kupfer und Magnesium durch. Wische nach jedem Metall den Spatel sorgfältig mit einem Papiertuch ab. Notiere deine **Beobachtungen** in der dafür vorgesehenen Tabelle auf der nächsten Seite.
2. Werte den Versuch aus, indem du im Diagramm die verschiedenen Metalle nach der **Zunahme der Heftigkeit der Reaktion** ordnest. Ein längerer Pfeil soll dabei eine stärkere exotherme Reaktion darstellen.
3. Ordne die folgenden Begriffe und Metalle in das **Schema** ein. Nutze dazu auch deine Alltagserfahrungen.

edel – unedel – Eisen – Zink – Gold – Platin – Kupfer – Magnesium – Silber – Aluminium

Zu Aufgabe 1: Notiere deine Beobachtungen

Metall	Leuchterscheinung (Farbe und Helligkeit)
Aluminium	
Eisen	
Kupfer	
Magnesium	



Zu Aufgabe 2: Kennzeichne die Zunahme der Heftigkeit der Reaktion**I/D****Zu Aufgabe 3: Erstelle eine Rangfolge**

--	--	--	--	--	--	--	--

Zunahme des Bindungsbestrebens der Metalle zu Sauerstoff

M 2 Wir erhitzen Metalloxide

Schülerversuch: ⌚ Vorbereitung: 5 min ⌚ Durchführung: 15 min

Chemikalien / Gefahrenhinweise	Entsorgung	Geräte
<input type="checkbox"/> Silberoxid   <input type="checkbox"/> Magnesiumoxid	Schwermetallabfälle	<input type="checkbox"/> Schutzbrille <input type="checkbox"/> 2 Reagenzgläser <input type="checkbox"/> Spatel <input type="checkbox"/> Reagenzglasklammer <input type="checkbox"/> Glimmspan <input type="checkbox"/> Gasbrenner <input type="checkbox"/> Feuerzeug oder Streichhölzer

I/D

Durchführung Versuch 1



Erhitze in einem Reagenzglas weißes Magnesiumoxid. Führe nach einiger Zeit eine Glimmspanprobe durch.

Durchführung Versuch 2



Erhitze in einem weiteren Reagenzglas etwas schwarzes Silberoxid und führe die Glimmspanprobe durch.

Aufgaben

Protokolliere deine Beobachtungen und werte die Versuche aus.



Versuch 1:

Beobachtung:

Auswertung:

Versuch 2:

Beobachtung:








Auswertung:



Definition: Eine Reaktion, bei der ein Stoff Sauerstoff abgibt, bezeichnet man als Reduktion.

M 3 Recherchiere im Internet: Metalloxide im Alltag



Produkt	Enthaltenes Oxid	Aufgabe des Oxids
Sonnencreme 		
Dispersionsfarbe 		
Zahnpasta 		
Handyakku 		
Zahnkronen 		
Fensterglas 		
Grünes Flaschenglas 		
Knopfzellen		
Autobatterie		
Schmirgelpapier		


I/D

Aufgaben

1. Recherchiere im Internet zu den aufgeführten Produkten und fülle die Tabelle aus.
2. Überlege dir, weshalb sehr häufig die Oxide unedler Metalle Verwendung in den aufgeführten Produkten finden.

M 4 Wir erhitzen ein Kupferoxid-Eisen-Gemisch

Schülerversuch: ⌚ Vorbereitung: 5 min ⌚ Durchführung: 15 min

Chemikalien / Gefahrenhinweise	Entsorgung	Geräte
<input type="checkbox"/> Kupferoxidpulver  <input type="checkbox"/> Eisenpulver 	Schwermetall-abfälle	<input type="checkbox"/> Schutzbrille <input type="checkbox"/> Gasbrenner <input type="checkbox"/> Feuerzeug oder Streichhölzer <input type="checkbox"/> Reagenzglas-klammer <input type="checkbox"/> Reagenzglas <input type="checkbox"/> Reagenzglasgestell <input type="checkbox"/> Waage <input type="checkbox"/> Spatel

I/D

Versuchsdurchführung



Wiege 1 g Kupferoxidpulver und 0,5 g Eisenpulver ab und vermische sie gründlich in einem Reagenzglas. Erhitze danach das Reagenzglas über der rauschenden Brennerflamme.

Sobald die Mischung zu glühen beginnt, nimm das Reagenzglas aus der Brennerflamme und lasse es außerhalb der Flamme weiterreagieren.

Untersuche die Produkte, nachdem sie abgekühlt sind.

Aufgaben

1. Notiere deine Beobachtungen und Auswertungen in dein Heft.
2. Begründe, warum diese Reaktion so stattfinden konnte.
3. Schlage zwei weitere Metalle vor, die mit Kupferoxid reagieren können.
4. Beim obigen Versuch reagiert ein Stoff als ein sogenanntes „Oxidationsmittel“, einer als „Reduktionsmittel“. Ordne die Begriffe den Stoffen Eisen und Kupferoxid zu.
5. Untersuche, inwieweit sich die Begriffe Oxidation, Reduktion und Redox-Reaktion auf diese Reaktion anwenden lassen.



Definitionen:



Ein Stoff, der Sauerstoffverbindungen den Sauerstoff entzieht, bezeichnet man als Reduktionsmittel.




Ein Stoff, der Sauerstoff auf andere Stoffe überträgt, bezeichnet man als Oxidationsmittel.

Eine Reaktion, bei der eine Reduktion mit einer Oxidation gekoppelt ist, bezeichnet man als Redox-Reaktion.

M 5 Wer regiert heftiger?

Lehrerversuch: Erhitzen eines Kupferoxid-Zink- und eines Kupferoxid-Magnesium-Gemisches

⌚ Vorbereitung: 5 min ⌚ Durchführung: 15 min

Chemikalien / Gefahrenhinweise	Entsorgung	Geräte
<input type="checkbox"/> Kupfer(II)-oxid-Pulver  <input type="checkbox"/> Zinkpulver  <input type="checkbox"/> Magnesiumpulver 	Schwermetall-abfälle	<input type="checkbox"/> Schutzbrille <input type="checkbox"/> Gasbrenner <input type="checkbox"/> Feuerzeug oder Streichhölzer <input type="checkbox"/> Reagenzglas-klammer <input type="checkbox"/> Reagenzglas-gestell <input type="checkbox"/> 1 Reagenzglas <input type="checkbox"/> Waage <input type="checkbox"/> Spatel <input type="checkbox"/> Magnesiumrinne <input type="checkbox"/> Schutzhandschuh <input type="checkbox"/> Schutzscheibe <input type="checkbox"/> Schutzbrille

I/D

Durchführung Versuch 1



1 g Kupferoxidpulver und 0,8 g Zinkpulver werden abgewogen und in einem Reagenzglas vermischt. Das Gemisch wird unter Verwendung eines Schutzhandschuhs hinter einer Schutzscheibe über der rauschenden Brennerflamme erhitzt.

Sobald das Gemisch aufglüht, wird es aus der Brennerflamme genommen.



Vorsicht: Die Reaktion kann verzögert stattfinden! Man lässt das Gemisch abkühlen und untersucht die Produkte.

Durchführung Versuch 2



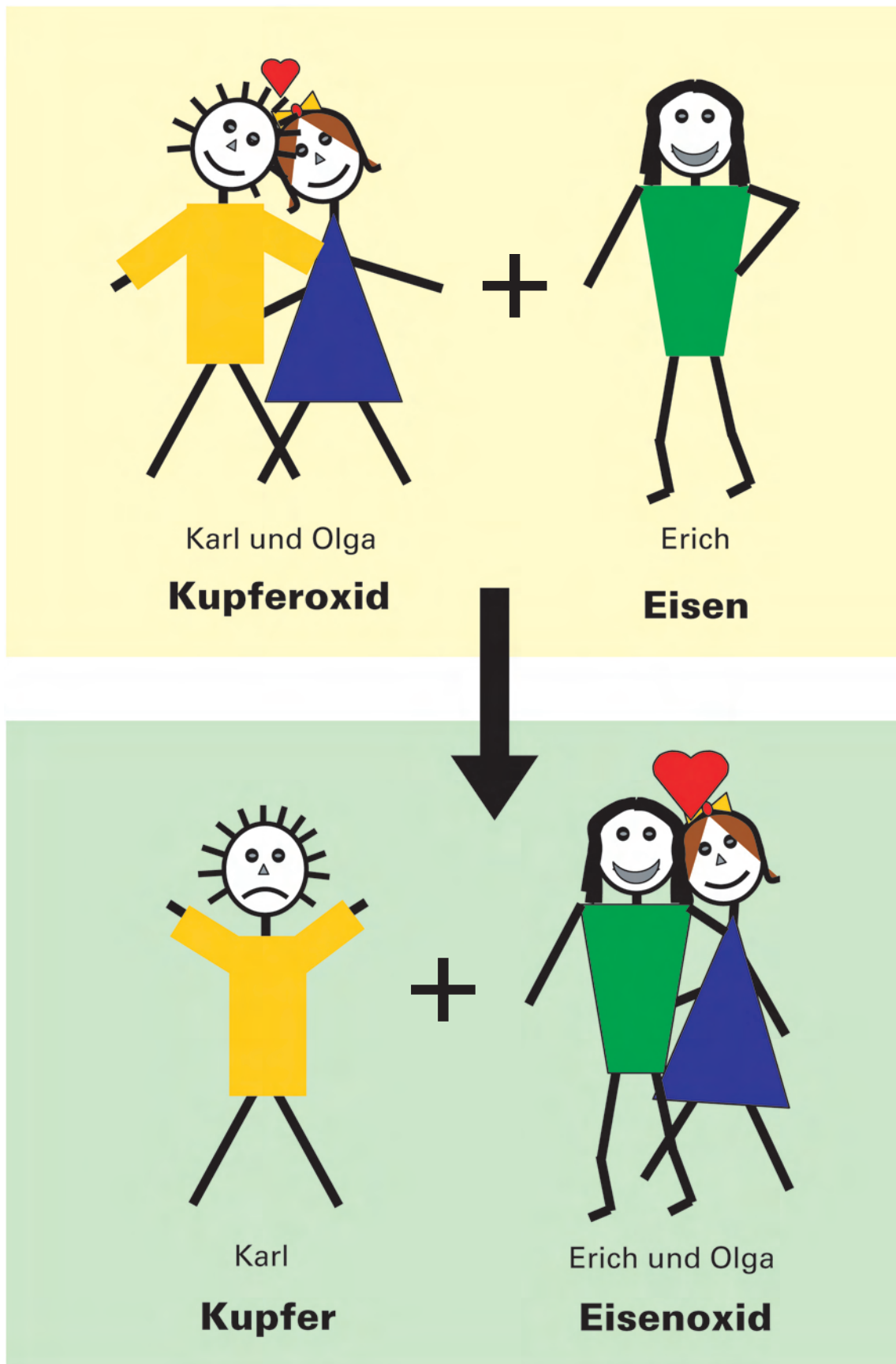
1 Spatelspitze Kupfer(II)-oxid-Pulver und 1 Spatelspitze Magnesiumpulver werden vorsichtig auf einer Magnesiumrinne vermischt. Das Gemisch wird unter Verwendung eines Schutzhandschuhs hinter einer Schutzscheibe über der rauschenden Brennerflamme auf der Magnesiumrinne erhitzt.



Vorsicht: Die Reaktion kann explosionsartig ablaufen!



M 6 Partnertausch: Wer geht zu wem?

I/D



M 7 Wir erhitzen ein Kupferoxid-Holzkohle-Gemisch

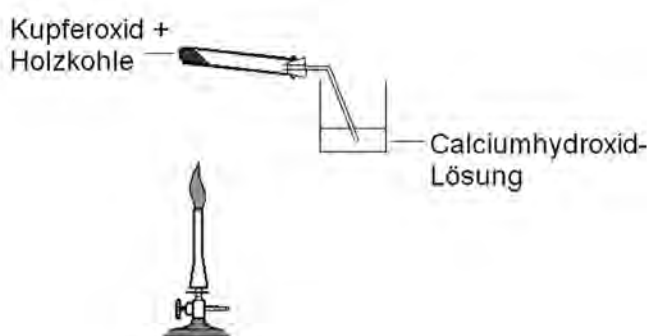
Schülerversuch: ⌚ Vorbereitung: 5 min ⌚ Durchführung: 15 min

Chemikalien / Gefahrenhinweise	Entsorgung	Geräte
<input type="checkbox"/> Kupferoxidpulver  <input type="checkbox"/> Holzkohlepulver <input type="checkbox"/> Calciumhydroxid-Lösung  („Kalkwasser“)	Schwermetall-abfälle	<input type="checkbox"/> Schutzbrille <input type="checkbox"/> Gasbrenner <input type="checkbox"/> Feuerzeug oder Streichhölzer <input type="checkbox"/> Reagenzglas-klammer <input type="checkbox"/> Reagenzglas <input type="checkbox"/> kleines Becherglas <input type="checkbox"/> Reagenzglasgestell <input type="checkbox"/> Schutzbrille <input type="checkbox"/> gewinkeltes Glasrohr <input type="checkbox"/> Stopfen mit Loch

I/D

Versuchsaufbau

Wiege 1 g Kupferoxidpulver und 0,1 g Holzkohlepulver ab und vermische beide Stoffe gründlich in einem Reagenzglas. Stecke das gewinkelte Glasrohr in den durchbohrten Stopfen und setze den Stopfen auf das Reagenzglas. Das Becherglas wird etwa 1 cm hoch mit Calciumhydroxid-Lösung gefüllt.



Versuchsdurchführung

Das Reagenzglas mit dem Gemisch wird über der rauschenden Brennerflamme erhitzt. Sobald das Gemisch zu glühen beginnt, wird das Reagenzglas aus der Brennerflamme genommen und das Glasrohr in die Calciumhydroxid-Lösung gehalten.



Achtung: Sobald die Reaktion beendet ist, muss das Glasrohr aus der Calciumhydroxid-Lösung genommen werden, um ein Einsaugen von Kalkwasser zu vermeiden. Das Reagenzglas kann sonst zerspringen!

Aufgaben

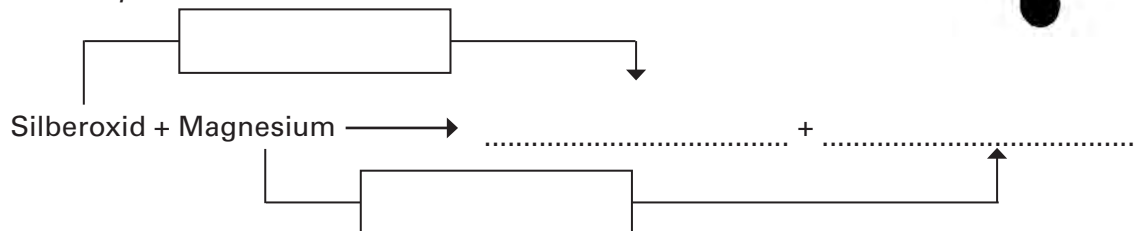
1. Führe das Experiment nach obiger Anleitung durch.
2. Notiere deine Beobachtungen und Auswertungen im Heft.
3. Begründe, warum diese Reaktion so stattfinden konnte.



M 8 Bist du ein Experte?

Aufgabe 1

Ergänze das folgende Reaktionsschema und begründe, warum die Reaktion möglich ist. Trage die Begriffe Oxidation und Reduktion an der entsprechenden Stelle in verschiedenen Farben ein.



Oxidiert wird _____; reduziert wird _____.

Die Reaktion ist möglich, weil _____

_____.



Merke: Stoffe, die Sauerstoffverbindungen Sauerstoff entziehen, bezeichnet man als _____, Stoffe, die Sauerstoff auf andere Stoffe übertragen, sind _____. Wenn eine _____ mit einer _____ gekoppelt ist, bezeichnet man dies als eine _____.

Aufgabe 2

Gib das Reduktionsmittel und das Oxidationsmittel der obigen Reaktion an!

Reduktionsmittel: _____

Oxidationsmittel: _____

Aufgabe 3

Entscheide, ob folgende Stoffkombinationen miteinander reagieren können.

- | | | |
|------------------------------|---|--|
| a) Aluminium und Kupferoxid: | Reaktion möglich <input type="checkbox"/> | nicht möglich <input type="checkbox"/> |
| b) Kupfer und Zinkoxid: | Reaktion möglich <input type="checkbox"/> | nicht möglich <input type="checkbox"/> |
| c) Silberoxid und Eisen: | Reaktion möglich <input type="checkbox"/> | nicht möglich <input type="checkbox"/> |

Gib für die möglichen Reaktionen das Reaktionsschema an. Bestimme ebenfalls das Reduktionsmittel und das Oxidationsmittel.

Erläuterung (M 1)

Verschiedene Metallpulver reagieren mit Luftsauerstoff: Den Schülern wird die Aufgabe gestellt, einen Versuch zu planen, durch den das unterschiedliche Bindungsbestreben der Metalle zu (Luft-)Sauerstoff miteinander verglichen werden kann. Sollte im Unterrichtsgang noch nicht auf den Zerteilungsgrad eingegangen worden sein, so muss er spätestens hier zur Sprache kommen, damit die Schüler nachvollziehen können, weshalb hier Metallpulver mit möglichst gleicher Korngröße zum Einsatz kommen.

Anschließend führen die Schüler den Versuch wie folgt selbst durch: vier verschiedene Metallpulver werden über einen Trichter in eine Brennerflamme überführt. Die Schüler notieren dabei ihre Beobachtungen und sortieren nach Heftigkeit der Reaktion. Die weitere Auswertung erfolgt selbstständig durch die Bearbeitung des Arbeitsblattes. Die Schüler sollen nun die Namen der vier behandelten und vier weiterer Metalle aufgrund ihrer Alltagserfahrungen nach zunehmendem Bindungsbestreben anordnen. Die Begriffe edel und unedel werden im fragend-entwickelnden Gespräch erarbeitet.

Auch die Zunahme der frei werdenden Energie in der Reihe der Metalle sowie die unterschiedlich großen Beträge aufzunehmender Energie bei der Analyse der entsprechenden Metalloxide werden angesprochen. Des Weiteren kann darauf eingegangen werden, weshalb manche Metalle gediegen, andere aber nur in Form ihrer oxidischen Erze vorkommen.

Tipps und Tricks: Es ist unbedingt in einem Vorversuch zu prüfen, ob die verwendeten Metallpulver den gewünschten Effekt zeigen, wobei es auch günstig ist, den Raum abzudunkeln. Unter Umständen kann das Versuchsergebnis auch durch Veränderung der Brennereinstellung verbessert werden.

Lösungen

Zu 1.: Magnesium: stärkste Helligkeit, weiße Leuchterscheinung; Aluminium: zweitstärkste Helligkeit, weißgelbe Leuchterscheinung; Eisen: zweitschwächste Helligkeit, orangefarbene Leuchterscheinung; Kupfer: schwächste Helligkeit, orange-grüne Leuchterscheinung.

Zu 2.: von links nach rechts: Kupfer, Eisen, Aluminium, Zink

Zu 3.: von edel zu unedel: Gold, Platin, Silber, Kupfer, Eisen, Zink, Aluminium, Magnesium

Erläuterung (M 2)

Erhitzen von Metalloxiden: Im Anschluss an die Behandlung des Bindungsbestrebens der verschiedenen Metalle wird die thermische Stabilität von Metalloxiden untersucht: Ziel ist, exemplarisch die Stabilität der Metalloxide von Metallen mit großem Bindungsbestreben zu demonstrieren und umgekehrt die geringe thermische Stabilität von Edelmetalloxiden. Weiterhin wird der Begriff der Reduktion als Umkehrung der Oxidation definiert und eingeführt. Hier kann auch darauf eingegangen werden, dass sich mit der Umkehrung der Reaktion auch die energetische Seite umkehrt: Oxidationen sind exotherm, die Reduktion verläuft endotherm.

Im Anschluss an die Erarbeitung dieser Grundlagen kann das Arbeitsblatt **M 3** (Metalloxide im Alltag) eingesetzt werden. Für den weiteren Verlauf der Unterrichtssequenz ist die Bearbeitung dieses Arbeitsblattes jedoch nicht zwingend erforderlich, es kann auch an anderer Stelle eingesetzt oder ganz weggelassen werden.

Erläuterung (M 3)

Metalloxide im Alltag: Die Zusammenstellung stellt eine Auswahl von Alltagsprodukten dar, die Metalloxide enthalten. Durch eine Internetrecherche soll ermittelt werden, welche Metalloxide in den Produkten jeweils enthalten sind. Die Recherche kann in einer Unterrichtsstunde oder als Hausaufgabe durchgeführt werden. Wird im Klassenverband gearbeitet, empfiehlt es sich, Gruppen zu bilden, die jeweils ein Produkt recherchieren. Die Gruppen präsentieren dann ihre Ergebnisse, die Tabelle wird gemeinsam ausgefüllt.

Lösungen

Zu 1.:

Produkt	Enthaltenes Oxid	Aufgabe des Oxids
Sonnencreme	Titandioxid	Reflektion des Sonnenlichts
Dispersionsfarbe	Titandioxid	Weißpigment
Zahnpasta	Titandioxid	Weiß
Handyakku	Nickeloxid	Elektrodenmaterial
Zahnkrone	Aluminiumoxid	Grundsubstanz von Keramik
Fensterglas	Siliciumdioxid	Grundsubstanz für die Glasherstellung
Grünglas	Chromoxid	Bewirkt grüne Farbe des Glases
Knopfzellen	Silberoxid	Elektrodenmaterial
Autobatterie	Bleioxid	Elektrodenmaterial
Schmirkelpapier	Aluminiumoxid (Korund)	Harte Schmirkelsubstanz

Zu 2.: Die Metalloxide unedler Metalle sind sehr stabil, da für die Thermolyse viel Energie aufgebracht werden müsste. Sie sind daher eher reaktionsträge und somit sehr beständige Stoffe.

Erläuterung (M 4)

Erhitzen eines Kupferoxid-Eisen-Gemisches: Da durch Thermolyse prinzipiell alle Metalloxide zerlegt werden können, dafür oft aber außerordentlich hohe Temperaturen nötig sind, soll eine weitere Möglichkeit zur Gewinnung von Metallen aus Metalloxiden hergeleitet werden. Das Ergebnis soll sein, dass man einen Stoff benötigt, der dem Metalloxid den Sauerstoff entzieht. Aufgrund ihrer experimentellen Erfahrungen und ihrer Kenntnisse über das Bindungsbestreben sollen die Schüler nun entsprechende Vorschläge entwickeln.

Nach dem Schülerpraktikum erfolgt die Erarbeitung der Begriffe Reduktionsmittel, Oxidationsmittel und Redox-Reaktion.

Zum besseren Verständnis können folgende Zusammenhänge erarbeitet werden:

Wenn ein Element mit *elementarem* Sauerstoff reagiert, liegt (auf stofflicher Ebene) immer eine Oxidation vor.

Reagiert ein Element mit einer Sauerstoffverbindung und wird durch diese oxidiert, so muss die Sauerstoffverbindung den Sauerstoff freisetzen und wird daher zwangsläufig reduziert. Sobald die Oxidation also nicht durch elementaren Sauerstoff erfolgt, sondern durch eine sauerstoffhaltige Verbindung, muss zwangsläufig eine Reduktion

an die Oxidation gekoppelt sei, d. h., in diesen Fällen ergibt sich immer eine Redox-Reaktion.

Dieser Zusammenhang lässt sich sehr gut durch die Folie M 6 veranschaulichen.

Lösungen

Zu 1.: Beobachtung: Aufglühen und Weiterglühen ohne Brenner; rötliche teilweise metallisch glänzende Klümpchen, daneben grauschwarzer Stoff. Auswertung: exotherme chemische Reaktion; Kupfer und Eisenoxid sind entstanden.

Zu 2.: Sie kann ablaufen, weil Eisen ein größeres Bindungsbestreben zu Sauerstoff hat als Kupfer.

Zu 3.: z. B. Zink und Magnesium.

Zu 4.: Oxidationsmittel: Kupferoxid; Reduktionsmittel: Eisen.

Erläuterung (M 5)

Erhitzen eines Kupferoxid-Zink-Gemisches und eines Kupferoxid-Magnesium-Gemisches:

Diese Versuche sind als Schülerversuche zu gefährlich und müssen deshalb als Lehrer-Demonstrationsversuche durchgeführt werden. Aufgrund des Gefahrenpotenzials erfordern sie die aufgeführten Schutzmaßnahmen (Schutzscheibe, Schutzhandschuh, Schutzbrille).

Es bietet sich an, die Schüler Vorhersagen über die Heftigkeit der Reaktionen machen zu lassen.

Erläuterung (M 6)

Die Folie kann nach der Behandlung des Redoxbegriffes eingesetzt werden. Es hat sich gezeigt, dass die Schülerinnen und Schüler dieses Modell gerne annehmen und anhand dieser Folie die Begriffe „Bindungsbestreben“ und „Redoxreaktion“ gut nachvollziehen können. Es muss aber darauf geachtet werden, dass sich der Klasse nicht ein falsches Bild der Bindung bei salzartigen Stoffen einprägt, da die Darstellung auch als eine Art Atombindung interpretiert werden kann. Da normalerweise die Theorie der chemischen Bindung zu diesem Zeitpunkt im Unterricht aber noch nicht behandelt wurde, ergeben sich in der Regel keine fachwissenschaftlichen Problemsituationen.

Alternativ kann die Folie auch dazu genutzt werden, um den Typus der Redoxreaktion zu erarbeiten, indem die Teile der Folie sukzessive aufgedeckt und besprochen werden. Das Experiment (**M 4**) kann dadurch erarbeitet werden.

Erläuterung (M 7)

Erhitzen eines Kupferoxid-Kohlenstoff-Gemisches: Es ist erforderlich, dass der Nachweis von Kohlenstoffdioxid mit Calciumhydroxid-Lösung bekannt ist.

Der Versuch dient dazu zu zeigen, dass das Reduktionsmittel nicht unbedingt ein unedles Metall sein muss (wie bei M4). Durch Vergleich der beiden Reaktionen (**M 4** und **M 7**) können Vorteile von Kohlenstoff als Reduktionsmittel herausgearbeitet werden: Das Oxidationsprodukt ist gasförmig, d. h., die Produkte entmischen sich selbstständig und liegen nach der Reaktion getrennt vor.

Hier ergibt sich auch die Möglichkeit, in einer weiteren Schulstunde den Hochofenprozess als großtechnisches Verfahren und die Verwendung von Kohle als ein in der Natur vorkommendes und direkt verwendbares Reduktionsmittel bei der Roheisengewinnung zu behandeln.

Auf jeden Fall sollte auf eine Diskussion nicht verzichtet werden, dass zur Gewinnung großer Mengen von Metallen, insbesondere Eisen, auch die entsprechenden riesigen Mengen an Reduktionsmittel erforderlich sind und dieses verfügbar und möglichst preiswert sein sollte.

I/D

Erläuterung (M 8)

Lernkontrolle: **M 8** kann direkt im Unterricht eingesetzt oder als Hausaufgabe aufgegeben werden.

Lösungen

Zu 1.: Silberoxid + Magnesium \rightarrow Silber + Magnesiumoxid / exotherm.

Oberer Kasten: Reduktion; unterer Kasten: Oxidation.

Oxidiert wird Magnesium, reduziert wird Silberoxid.

Die Reaktion ist möglich, weil *Magnesium ein größeres Bindungsbestreben zu Sauerstoff hat als Silber.*

Merke: Stoffe, die Sauerstoffverbindungen Sauerstoff entziehen, bezeichnet man als *Reduktionsmittel*, Stoffe, die Sauerstoff auf andere Stoffe übertragen, sind *Oxidationsmittel*.

Wenn eine *Reduktion* mit einer *Oxidation* gekoppelt ist, bezeichnet man dies als eine *Redox-Reaktion*.

Zu 2.: Reduktionsmittel: Magnesium; Oxidationsmittel: Silberoxid.

Zu 3.: a) Möglich: Aluminium + Kupferoxid \rightarrow Aluminiumoxid + Kupfer / exotherm.

Oxidationsmittel: Kupferoxid; Reduktionsmittel: Aluminium.

b) Nicht möglich.

c) Möglich: Eisen + Silberoxid \rightarrow Eisenoxid + Silber / exotherm.

Oxidationsmittel: Silberoxid; Reduktionsmittel: Eisen.