

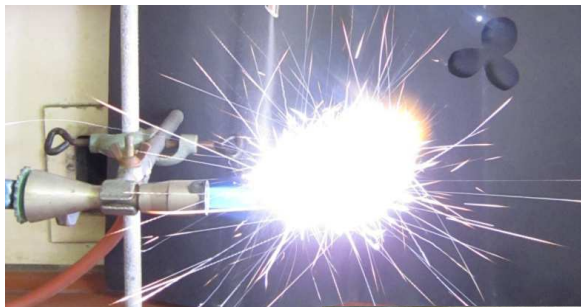
Schulversuchspraktikum

Name: Philie Kiecksee

Semester: SS2012

Klassenstufen 7&8

Reaktion von Metallen mit Sauerstoff und mit Luft; Zerteilungsgrad



Auf einen Blick:

Das Protokoll stellt eine Sammlung von 3 Lehrer- und 2 Schülerversuchen zum Themenkomplex „Reaktion von Metallen mit Sauerstoff und Luft“ dar. Es findet sich darunter ein Versuch zur Herstellung und Untersuchung von Metalloxiden (V4), sowie Versuche, die den Einfluss der Wahl des Metalls (V2), des Sauerstoffanteils in der Umgebung (V1) sowie des Zerteilungsgrades (V5) der Metalle auf die Heftigkeit der Reaktion haben. Um einen motivierenden Alltagsbezug zur Lebenswelt der SuS herzustellen, ist auch die Herstellung von Wunderkerzen (V3) Bestandteil des Protokolls.

Das Arbeitsblatt stellt die Heftigkeit der Reaktion verschiedener Metalle mit Sauerstoff gegenüber und leitet die SuS dazu an, eine Affinitätsreihe zu Sauerstoff aufzustellen. Es kann unterstützend zu V2 eingesetzt werden.

Inhalt

1	Beschreibung des Themas und zugehörige Lernziele.....	2
2	Lehrerversuche	3
2.1	V 1 – Verbrennung von Eisenwolle in Luft und Sauerstoff	3
2.2	V2 - Metallpulver reagieren mit Luftsauerstoff.....	4
2.3	V3 - Herstellung von Wunderkerzen.....	6
3	Schülerversuche.....	7
3.1	V4 - Reaktion verschiedener Metalle mit Luftsauerstoff.....	7
3.2	V5 - Die Rolle des Zerteilungsgrades bei der Verbrennung von Eisen.....	9
4	Reflexion des Arbeitsblattes	11
4.1	Erwartungshorizont (Kerncurriculum).....	11
4.2	Erwartungshorizont (Inhaltlich).....	12
5	Literaturverzeichnis.....	13

1 Beschreibung des Themas und zugehörige Lernziele

Halbedel- und unedle Metalle reagieren mit Sauerstoff, was zur Bildung von Metalloxiden führt. Ausnahmen stellen die Alkalimetalle dar, die mit Sauerstoff Hyper- und Peroxide bilden. Diese Reaktionen sollen hier jedoch nicht vertieft werden, da sie Gegenstand eines anderen Protokolls sind. Metalle unterscheiden sich hinsichtlich ihrer Affinität zu Sauerstoff. Während edle Metalle kein großes Bestreben haben, eine Verbindung mit Sauerstoff einzugehen, reagieren unedle Metalle schnell und heftig mit Sauerstoff. Die Heftigkeit der Reaktion nach Hinzugabe der Aktivierungsenergie, sprich die Menge an Energie, welche bei der Reaktion zu Metalloxiden frei wird, hängt neben der Wahl des Metalls (V2) auch von der Konzentration der vorhandenen Reaktionspartner (V1) und dem Zerteilungsgrad des Metalls ab (V5).

Ziel dieser Unterrichtseinheit soll es sein, die Stoffklasse der Metalloxide sowie ihre Herstellung aus Metallen und Sauerstoff kennen zu lernen. Dabei erfahren die SuS grundlegende Kennzeichen der chemischen Reaktion (Energieumsatz, Stoffumwandlung, etc.) auf Stoffebene. Sollte bereits ein Teilchenverständnis bei den SuS vorliegen, kann auch dieses zur Erklärung der Beobachtungen herangezogen werden. Die SuS können begünstigende Faktoren einer Verbrennungsreaktion (Zerteilungsgrad, Wahl des Brandstoffes, Sauerstoffgehalt) herleiten. Die Behandlung von Verbrennungsreaktionen von Metallen kann als Sauerstoffübertragungsreaktion betrachtet werden und somit der Thematisierung der Oxidation als Aufnahme von Sauerstoff dienen. Auch Themenbereiche des Basiskonzepts Energie (exotherme/endertherme Reaktion, Aktivierungsenergie) können aufgegriffen werden. Darüberhinaus sollten die SuS in der Lage sein, Bezüge zu ihrer Lebenswelt herzustellen, indem sie Metalloxide aus ihrem Alltag kennenlernen (Titanoxide in Zahnpasta etc.) und das Verbrennen einer Wunderkerze als Oxidation von Metallen beschreiben.

2 Relevanz

Die SuS kommen im Alltag mit vielen Metalloxiden (z.B. Fensterglas, Handyakkus) in Kontakt. Auch die Reaktion von Metallen mit Sauerstoff (Rosten, Feuerwerk) ist ihnen aus dem Alltag bekannt. So ist SuS z.B. auch das Anlaufen von Kupfer und die Beständigkeit von Gold (beispielsweise als Schmuck) bekannt. Der Bezug auf diese bekannten Phänomene wirkt motivierend und steigert das Interesse. Auch die Terminologie „edel und unedel“, die in diesem Kontext erarbeitet werden sollen, kennen die SuS bereits aus der Alltagssprache. Erfahrungen beim Erhitzen von Metallen (z.B. Kochen in einem Kochtopf) können als kognitiver Konflikt genutzt werden, um z.B zu zeigen, dass Eisen trotzdem verbrennen kann, wenn man den Zerteilungsgrad erhöht (V5).

3 Lehrerversuche

V 1 - (Verbrennung von Eisenwolle in Luft und in reinem Sauerstoff)

Bei der Verbrennung von Eisenwolle reagiert Eisen mit Sauerstoff. Der Versuch zeigt, dass die Reaktion in reinem Sauerstoff heftiger verläuft als in Luft, da hier der Anteil an Sauerstoff nur ca. 20% beträgt.

Gefahrenstoffe		
Eisenwolle	H: 228	



- Voraussetzungen:** Es muss bekannt sein, dass bei einer Verbrennung eine chemische Reaktion mit Sauerstoff vonstatten geht. Des Weiteren sollten die SuS bereits die Zusammensetzung der Luft kennen.
- Materialien:** Standzylinder, Verbrennungslöffel.
- Chemikalien:** Bunsenbrenner, Eisenwolle, Sauerstoff, dem. Wasser.
- Durchführung:** Der Boden des Standzylinders wird mit Wasser bedeckt. Anschließend wird er mit Sauerstoff gefüllt und verschlossen. Die Eisenwolle wird auf dem Verbrennungslöffel platziert und in der Bunsenbrennerflamme erwärmt. Die noch glühende Eisenwolle wird in den mit Sauerstoff gefüllten Standzylinder gehalten.
- Beobachtung:** Die Eisenwolle verbrennt in der Luft deutlich sichtbar unter Aufglühen einzelner Eisenfäden. Auch nach dem Entfernen aus der Brennerflamme pflanzt sich das Glühen in der Eisenwolle fort. Nachdem der Verbrennungslöffel in den reinen Sauerstoff gehalten wurde, glüht die Eisenwolle stärker auf, und einzelne Funken sind zu sehen. Nach der Reaktion ist eine grauschwarze Substanz im Verbrennungslöffel übrig.

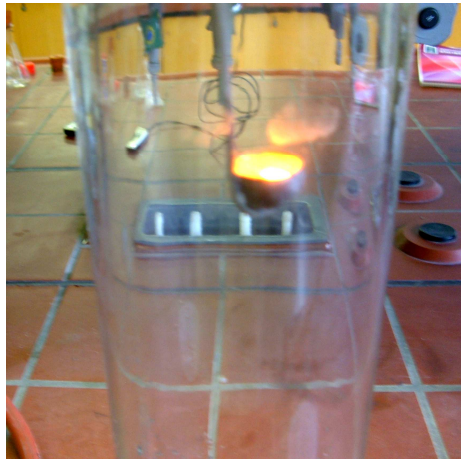


Abb 2: Verbrennen von Eisenwolle in Sauerstoff

Deutung: Eisen reagiert beim Erhitzen mit Sauerstoff zu schwarzen, spröden Eisenoxid. Die Reaktion findet im Standzylinder viel heftiger statt als in der Luft, da hier der Anteil an Reaktionspartnern (Sauerstoffmoleküle) höher ist als in der Luft, wo nur ca. 20% Sauerstoff vorliegt.

Entsorgung: Die Eisenwolle wird im Feststoffabfall entfernt.

Literatur: Sommer, S. (2009).

Alternativ können auch andere Metalle (Aluminium, Zink, Magnesium) verbrannt werden.

V 2 - (Metallpulver reagiert mit (Luft-)Sauerstoff)

In diesem Versuch werden die Reaktionen verschiedener Metallpulver mit Sauerstoff zu Metalloxiden untersucht. Aus der Heftigkeit der Reaktion kann auf die Affinität des entsprechenden Metalls zu Sauerstoff geschlossen werden.

Gefahrenstoffe		
Eisenpulver	H: 228	P: 210, 241, 280, 240, 370, 378
Aluminiumpulver	H: 228, 261	P: 222-223-231+232-370+378-422
Magnesiumpulver	H: 260, 250	P: 222-223-231+232-370+378-422



- Vorkenntnisse: Die Reaktion von Metallen mit Sauerstoff sollte bereits bekannt sein (siehe V4).
- Materialien: Bunsenbrenner, Stativ, Filter, 2 Klemmen, 2 Muffen, feuerfeste Unterlage, 4 Uhrgläser, Spatel, Sand (zum Löschen).
- Chemikalien: Aluminiumpulver, Eisenpulver, Kupferpulver, Magnesiumpulver.
- Durchführung: Der Bunsenbrenner wird waagrecht in das Stativ gespannt. Über der Flamme wird ein Trichter befestigt. Nacheinander wird ein wenig jedes Pulvers durch den Trichter in die Flamme gegeben und die Leuchterscheinung beobachtet. Bei der Verwendung des Magnesiumpulvers nicht direkt in die Flamme schauen!

Sollte den SuS bereits die Bedeutung des Zerteilungsgrades bekannt sein, ist ein Verweis auf die Wichtigkeit der vergleichbaren Korngröße der Metallpulver angebracht.

- Beobachtung: Die Leuchterscheinungen der verschiedenen Metallpulver unterscheiden sich in Farbe der Flamme und Heftigkeit der Reaktion. Die Heftigkeit der Reaktion nimmt vom Kupfer- über das Eisen- und Aluminium- bis hin zum Magnesiumpulver zu. Das Kupferpulver zeigt dabei eine grün-orangene Flamme und das Eisenpulver gelb-rote Funken. Außerdem zeigt das Aluminiumpulver eine weiß-gelbe Leuchterscheinung, wohingegen diese bei Magnesium weiß ist.

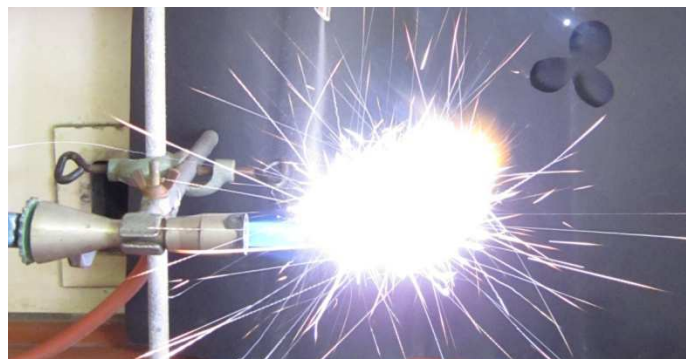


Abb2: Verbrennen von Magnesiumpulver

- Deutung: Beim Kontakt der Metalle mit der Bunsenbrennerflamme reagiert das entsprechende Metall mit dem Luftsauerstoff zu dem entsprechenden Metalloxyd. Diese Reaktion ist exotherm. Die Affinität der Metalle zu Sauerstoff ist unterschiedlich groß. Dies äußert sich in der unterschiedlichen Heftigkeit der Reak-

tion. Die Reaktion von Sauerstoff mit Magnesium ist exothermer als die mit Aluminium, Eisen und Kupfer.

Entsorgung: Die Metalloxide werden im Feststoffabfall entsorgt. Die Arbeitsoberfläche wird gründlich gereinigt.

Literatur: Raabits Chemie (2010) D1, Nr. 8

Der Versuch eignet sich dazu, die SuS eine Affinitätsreihe der Metalle zu Sauerstoff erstellen zu lassen. Es können auch bereits die Begriffe edel und unedel eingeführt und auf die Reaktionsenergie eingegangen werden.

V3 - (Herstellung von Wunderkerzen)

Auch im Alltag erfreuen sich Menschen an der Reaktion von Metallpulver mit Sauerstoff. Das Herstellen von Wunderkerzen soll einen Bezug zur Lebenswelt der SuS schaffen.

Gefahrenstoffe		
Bariumnitrat	H: 272-302+332	P: 210-302+352
Eisenpulver	H: 228	P: 210, 241, 280, 240, 370, 378
Aluminiumpulver	H: 250-261	P: 210-222-231+232-280-422-501



Materialien: 2 Eisenstäbe, Schutzhandschuhe, Pappe.

Chemikalien: Bariumnitrat, Eisenpulver, Aluminiumpulver, Stärke.

Durchführung: 5,5 g Bariumnitrat, 0,5 g Aluminium, 2,5 g Eisenpulver und 3 g Stärke werden in ein Becherglas gegeben und vermengt. Mit siedendem Wasser wird aus dem Gemenge ein zäher Brei hergestellt. Ein Stück Pappe wird in der Mitte gefaltet und die Eisenstäbe werden dort platziert. Dann wird die zähe Flüssigkeit auf das obere Drittel der Stäbe gegeben und durch langsames drehen der Stäbe auf diesen verteilt. Die breiige Masse kann zusätzlich unter Verwendung eines Handschuhs an den Spieß gedrückt werden. Die Schicht sollte ausreichend dick und gleichmäßig sein. Nach dem Trocknen im Trockenschrank (24 h) können die Wunderkerzen unter dem Abzug angezündet werden.

Sollte das Gemisch zu flüssig geworden sein, kann es trotzdem auf die Stäbe gegeben werden, wenn vor dem Festdrücken etwas gewartet wird!

Beobachtung: Unter Funkensprühen brennt die Wunderkerze ab. Dabei ist eine helle Leuchterscheinung und Funkensprühen zu erkennen.

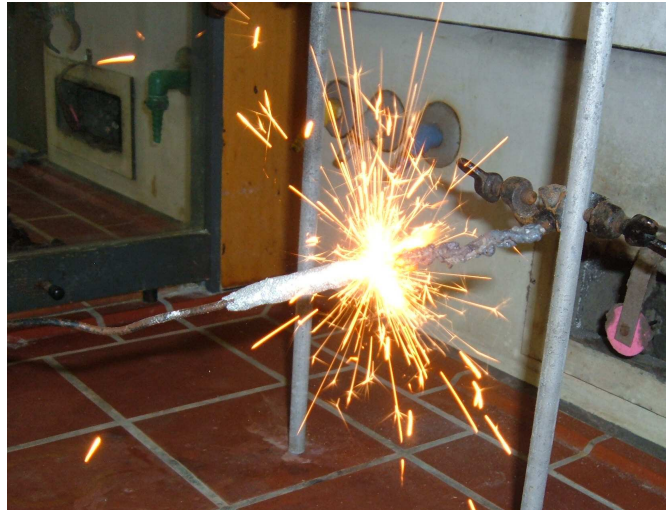


Abb 2: Abbrennen der Wunderkerze unter Funkensprühen

Deutung: Während beim Erhitzen das Aluminium zu Aluminiumoxid reagiert, bildet sich aus Eisen Eisenoxid. Der Sauerstoff für diese Reaktion entstammt dem Bariumnitrat, wird beim Erhitzen schnell freigesetzt und führt so zu der heftigen Reaktion. Die verwendete Stärke dient als Bindungsmittel.

Entsorgung: Die Stoffe werden im anorganischen Feststoffabfall entsorgt.

Literatur: Wagner G., Kratz, M. (2009). S 83

Durch Zugabe unterschiedlicher Metalle, z.B. Strontium und Magnesium, können die Farbeffekte beim Abbrennen der Wunderkerze variiert werden.

3 Schülerversuche

V 4 – (Reaktion verschiedener Metalle mit Luftsauerstoff)

Metalle reagieren mit Sauerstoff zu Metalloxiden. In diesem Versuch stellen die SuS fest, dass die Reaktion bei verschiedenen Metallen unterschiedlich heftig verläuft und sich die Reaktionsprodukte unterscheiden.

Gefahrenstoffe		
Eisendrehspäne	H: 228,	-
Magnesiumband	H: 228	P: 223, 210 231+232, 370+378, 422
Zinkgranulat	H:410	P:273, 391, 501



Voraussetzungen: Verbrennungsvorgänge sollten als Reaktion mit Sauerstoff bekannt sein.

Materialien: Bunsenbrenner, Tiegelzange, feuerfeste Unterlage, Verbrennungslöffel.

Chemikalien: Eisendrehspäne, Kupferdrehspäne, Zinkgranulat, Magnesiumband.

Durchführung: Nacheinander werden 2-3 mg der Kupfer- und Eisendrehspäne sowie 2 Zinkgranulate im Verbrennungslöffel über der Bunsenbrennerflamme erhitzt. Die Reaktionsprodukte werden nach dem Abkühlen auf Farbe und Struktur untersucht. Das Magnesiumband wird vom Lehrer verbrannt, wobei nicht direkt in die Flamme geguckt werden sollte.

Beobachtung: Sowohl die Eisen- als auch die Kupferdrehspäne glühen auf. Die Reaktionsprodukte sind grau-schwarz und spröde. Das Zinkgranulat glüht stärker auf und das Reaktionsprodukt ist weiß. Das Magnesiumband verbrennt mit leuchtend heller Flamme. Das Reaktionsprodukt ist weiß und spröde.



Abb 4:(von links nach rechts) oben: Eisen, Kupfer, Zink, Magnesium; unten: die entsprechenden Oxide

Deutung: Metalle reagieren beim Erhitzen mit Sauerstoff zu den entsprechenden Metalloxiden. Diese Stoffe haben andere Eigenschaften als die Edukte. Die verschiedene Heftigkeit der Reaktionen, ist auf die unterschiedliche Affinität der Metalle zu Sauerstoff zurückzuführen.

Eisen: $2\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{FeO} + \text{Energie}$ (Eisenoxid, schwarzer Feststoff)

Kupfer: $2\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CuO} + \text{Energie}$ (Kupfer-II-oxid, schwarzer Feststoff)

Zink: $2\text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO} + \text{Energie}$ (Zinkoxid, weißer Feststoff)

Magnesium: $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO} + \text{Energie}$ (Magnesiumoxid, weißer Feststoff)

Entsorgung: Die Stoffe werden im anorganischen Feststoffabfall entfernt.

Auch der Verteilungsgrad spielt eine Rolle für die Heftigkeit der Reaktion. Dieser soll aber erst in V5 untersucht werden. Zur besseren Vergleichbarkeit sollten die Metalle ähnliche Zerteilungsgrade haben.

Schwerpunkt des Versuches ist es die Stoffumwandlung beim Erhitzen von Metallen zu zeigen. Die verschiedene Heftigkeit der Reaktionen ist ein Nebeneffekt, der in V2 aufgegriffen wird.

Literatur: Radalf, D. (2004) S. 110

Abhängig vom Lernstand der SuS können Wort- oder Reaktionsgleichungen zu den Reaktionen aufgestellt werden. Die Beschränkung auf die einfachen MeO- Verbindungen stellt eine sinnvolle Reduktion dar.

V 5 – (Die Bedeutung des Zerteilungsgrads bei der Verbrennung von Eisen)

Bei dem Erhitzen eines Eisennagels, von Eisenwolle sowie Eisenpulver, stellen die SuS eine Zunahme der Heftigkeit der Reaktion fest und begründen die unterschiedliche Brennbarkeit mit einer Änderung des Zerteilungsgrads.

Gefahrenstoffe		
Eisenpulver	H: 228	P: 210, 241, 280, 240, 370, 378
Eisenwolle	H: 228	-



Materialien: Bunsenbrenner, Tiegelzange, feuerfeste Unterlage, Stativ, 2 Klemmen, 2 Muffen, Trichter, Spatel, Uhrglas, Schleifpapier.

Chemikalien: Eisennagel, Eisenwolle, Eisenpulver.

Durchführung: Nacheinander werden zuerst ein blacker Eisennagel und anschließend die Eisenwolle mit einer Tiegelzange in die Bunsenbrennerflamme gehalten. Das Eisenpulver wird dem Aufbau aus V2 entsprechend verbrannt.

Beobachtung: Der Eisennagel glüht nach einiger Zeit auf und zeigt bei näherem Hinsehen eine leichte Schwarzfärbung, welche mit Schnörgelpapier wieder entfernt werden kann. Die Eisenwolle verbrennt deutlich sichtbar unter Aufglühen einzelner Eisenfäden. Auch nach dem Entfernen aus der Brennerflamme pflanzt sich das Glühen in der Eisenwolle fort. Nach dem Erkalten ist eine Farbveränderung von grau-glänzend nach grau-schwarz festzustellen. Die Wolle ist spröde geworden. Das Eisenpulver verbrennt heftig unter der Bildung von gelb-roten Funken.

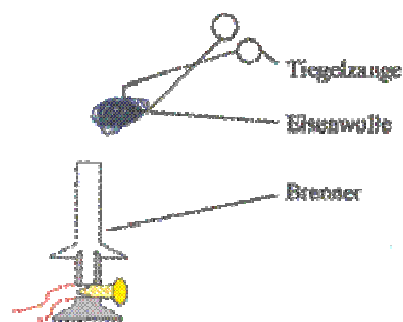


Abb. 1 - Erhitzen von Eisenwolle

- Deutung:** Eisen reagiert beim Erhitzen mit Sauerstoff zu schwarzen, spröden Eisenoxid. Während der Eisennagel nur an der Oberfläche eine Schicht von Eisenoxid zeigt, haben die Eisenwolle und das Eisenpulver vollständig reagiert. Die Heftigkeit der Reaktion nimmt vom Eisennagel über die Eisenwolle bis hin zum Eisenpulver zu. Dies ist auf den deutlich feineren Zerteilungsgrad beim Eisenpulver gegenüber dem Eisennagel zurückzuführen. Bei gleichem Volumen besitzt das Pulver eine größere Oberfläche als der Nagel, sodass mehr Eisenteilchen im Kontakt zum Luftsauerstoff stehen und reagieren können.
- Entsorgung:** Die Stoffe werden im anorganischen Feststoffabfall entsorgt.
- Literatur:** Rossow, M. & Flint A. (2007)

4 Reflexion des Arbeitsblattes

Das Arbeitsblatt wird im Zusammenhang mit V2 bearbeitet. Vorangegangen haben die SuS V4 durchgeführt und entsprechende Reaktionsgleichungen aufgestellt. Die SuS ordnen die Metalle nach der Heftigkeit der Reaktion mit Sauerstoff, indem sie die Menge an freiwerdender Energie vergleichen. Aus diesem Grund sollte das Thema exotherme Reaktion bereits behandelt worden sein. In der dritten Aufgabe sind die SuS dazu angehalten die Beobachtungen mit ihrem Vorwissen zu verbinden oder ein Schulbuch zu nutzen, um eine Affinitätsreihe der Metalle zu Sauerstoff aufzustellen und die Begriffe edel und unedel einzuordnen.

Erwartungshorizont (Kerncurriculum)

Die SuS...

Fachwissen

Basiskonzept Chemische Reaktionen:

beschreiben Verbrennungsreaktionen (A1)

beschreiben Sauerstoffübertragungsreaktionen (A2, A3)

beschreiben, dass chemische Reaktionen immer mit einem Energieumsatz verbunden sind. (A2, A3)

Basiskonzept Energie:

beschreiben exotherme Reaktionen (A2, A3)

Erkenntnisgewinnung

erkennen die Bedeutung der Protokollführung für den Erkenntnisprozess. (A1)

formulieren Vorstellungen zu Edukten und Produkten (A3)

erstellen Energiediagramme (A2)

Kommunikation

verknüpfen Fach- und Alltagssprache (A3)

Erwartungshorizont (Inhaltlich)

1.

Metall	Leuchterscheinung (Farbe und Helligkeit)
Aluminium	Eine weißgelbe Leuchterscheinung mit Funken ist zu beobachten. Die Reaktion ist recht heftig.
Eisen	Die Leuchterscheinung ist rot-gelb und es sind Funken zu sehen. Die Reaktion ist dabei jedoch weniger heftig als die bei Aluminium.
Kupfer	Eine grüne Flamme ist zu sehen. Die Reaktion ist nicht heftig.
Magnesium	Die Flamme ist sehr grell und weiß. Die Reaktion ist sehr heftig.

2. Bei der Reaktion von Magnesium mit Sauerstoff wird mehr Energie als bei der Reaktion von Aluminium mit Sauerstoff frei. Diese ist exothermer als die Reaktion von Eisen mit Sauerstoff. Bei der Reaktion von Kupfer mit Sauerstoff wird am wenigsten Energie frei.

3. Magnesium hat ein höheres Bestreben mit Sauerstoff zu reagieren als Aluminium, dieses ein höheres als Eisen und Kupfer ist am wenigsten affin zu Sauerstoff. Das Metall Gold ist noch nach Kupfer einzuordnen, da es ein Edelmetall ist. Edle Metalle haben ein geringes Bestreben mit Sauerstoff zu reagieren (links in der Affinitätsreihe), während unedle Metalle eine große Affinität zu Sauerstoff zeigen.

4 Literaturverzeichnis

Raabits Chemie (2010). Raabe Verlag: Stuttgart.

Radolf, D. (2004). Chemie unterrichten. Weka Media: Kissing.

Rossow, M. & Flint A. (2007) <http://www.chemie1.uni-rostock.de/didaktik/pdf/Kerzen,%20Oxi-Reiniger%20und%20Campinggas.pdf> (zuletzt abgerufen am 04.10.2012, 19:00 Uhr)

Sommer, S. (2009). <http://netexperimente.de/chemie/18.html> (zuletzt abgerufen am 04.10.2012, 19:00 Uhr)

Wagner G., Kratz, M. (2009). Unterrichtshilfen Naturwissenschaften. Chemie in faszinierenden Experimenten. Aulis Verlag: Köln.