

# **„Chemie fürs Leben“**

am Beispiel von

## **Kerzen, Oxi-Reinigern und Campinggas**

- eine alltags- und schülerorientierte Unterrichtseinheit zum Thema  
Redoxreaktionen im Chemieunterricht der Sekundarstufe I

- Stand: Dezember 2016 -

<b>1</b>	<b>EINLEITUNG</b> .....	<b>4</b>
<b>2</b>	<b>VORAUSSETZUNGEN</b> .....	<b>8</b>
<b>3</b>	<b>DIE UNTERRICHTSKONZEPTION</b> .....	<b>9</b>
3.1	VERBRENNUNGSVORGÄNGE IM ALLTAG .....	9
	<i>Versuch 01: Entzünden von Wachs*</i> .....	9
	<i>Versuch 02: Entzünden von Wachsdämpfen</i> .....	10
	<i>Versuch 03: Erzeugen einer „Tochterflamme“ aus einer Kerzenflamme</i> .....	10
	<i>Versuch 04: Verbrennen von Ruß*</i> .....	12
	<i>Versuch 05: Kohlestaub in der Brennerflamme</i> .....	13
	<i>Versuch 06: Verbrennen von Holzkohle im Luftstrom und Nachweis von Kohlenstoffdioxid</i> .....	14
	<i>Versuch 07: Nachweis von Kohlenstoffdioxid und Wasser als Reaktionsprodukte beim Verbrennen von Kerzenwachs*</i> .....	14
	<i>Versuch 08: Verbrennen von weiteren festen, flüssigen und gasförmigen Brennstoffen und Nachweis der Reaktionsprodukte</i> .....	15
	<i>Versuch 09: Brenndauer von Kerzen in unterschiedlich großen Gefäßen</i> .....	16
3.2	ERHITZEN VON METALLEN AN DER LUFT .....	19
	<i>Versuch 10: Reaktion verschiedener Metalle mit Luftsauerstoff*</i> .....	19
	<i>Versuch 11: Erhitzen eines „Kupferbriefes“ in der Brennerflamme*</i> .....	20
	<i>Versuch 12a: Verbrennen von Eisenpulver*</i> .....	21
	<i>Versuch 12b: Verbrennen von Eisenwolle</i> .....	22
	<i>Versuch 13: Verbrennen von Eisenwolle an der Balkenwaage</i> .....	22
	<i>Versuch 14: Verbrennen einer Kerze auf der Waage</i> .....	23
	<i>Versuch 15: Verbrennen einer Kerze unter einem „Gasfang“*</i> .....	24
	<i>Versuch 16: Gesetz von der Erhaltung der Masse*</i> .....	25
	<i>Versuch 17: Bestimmung des Sauerstoffgehaltes der Luft*</i> .....	26
3.3	REAKTIONEN MIT REINEM SAUERSTOFF.....	29
	<i>Versuch 18: Beseitigung eines Rotweinflecks mit einem Oxi-Reiniger</i> .....	30
	<i>Versuch 19: „Brennender Schaum“*</i> .....	30
	<i>Versuch 20: Sauerstoff aus trockenem Oxi-Reiniger*</i> .....	33
	<i>Versuch 21: Verbrennen von Holzkohle in einer Sauerstoff-Atmosphäre*</i> .....	34
	<i>Versuch 22: „Knalleffekt“ mit Kerzenwachs</i> .....	34
	<i>Versuch 23: Verbrennen von Stahldraht</i> .....	36
	<i>Versuch 24: Ermittlung der aus Oxi-Reinigern freigesetzten Gasmengen</i> .....	38
	<i>Versuch 25: Ermittlung des Anteils an Sauerstoff im Gasgemisch</i> .....	39
	<i>Versuch 26: Nachweis von Kohlenstoffdioxid im Restgas</i> .....	40
	<i>Versuch 27: Ermittlung des Anteils an Kohlenstoffdioxid im Gasgemisch</i> .....	41
3.4	ENTSTEHEN UND LÖSCHEN VON BRÄNDEN.....	43
	<i>Versuch 28: Entzünden des Gasbrenners</i> .....	43
	<i>Versuch 29: Entzündungstemperatur von Streichholzköpfen*</i> .....	44
	<i>Versuch 30: Zünden des Gasbrenners mit einem glühenden Draht</i> .....	44
	<i>Versuch 31: Unterschiedliche Entzündungstemperatur von Feuerzeuggas und Erdgas</i> .....	45
	<i>Versuch 32: Zünden eines Brenngas-Luft-Gemisches mit einer Heizwendel*</i> .....	48
	<i>Versuch 33: Explosion eines Benzindampf-Luft-Gemisches *</i> .....	49
	<i>Versuch 34: Explosion in der Fotodose</i> .....	51
	<i>Versuch 35: Löschen eines Spiritus-Brandes*</i> .....	52
	<i>Versuch 36: Brandbekämpfung mit Wasser</i> .....	53
	<i>Versuch 37: Löschen einer Kerze mit einer Kupferwendel</i> .....	53
	<i>Versuch 38: Erhitzen von Wasser in einer Papier-Form</i> .....	55
	<i>Versuch 39: „Löschen“ eines Benzinbrandes*</i> .....	55
	<i>Versuch 40: „Löschen“ eines Magnesiumbrandes mit Wasser*</i> .....	56
3.5	WASSERSTOFF UND DIE REDUKTION.....	58
	<i>Versuch 41: Kontrollierte Reaktion von Magnesium mit Wasser</i> .....	58
	<i>Versuch 42: Verbrennen von Wasserstoff*</i> .....	60
	<i>Versuch 43: Explosion eines Wasserstoff-Luft-Gemisches</i> .....	61
	<i>Versuch 44: Knallgasprobe*</i> .....	62
	<i>Versuch 45: Brennstoffzellenbetrieb</i> .....	64
	<i>Versuch 46: Zerlegen von Wasser mit Hilfe des elektrischen Stroms</i> .....	65
	<i>Versuch 47: Zerlegen von Silberoxid</i> .....	69
3.6	EINFÜHRUNG DER REDOXREAKTIONEN .....	70
	<i>Versuch 48: Reduktion von Kupferoxid mit Magnesium</i> .....	70

<i>Versuch 49: Reaktion von Kupferoxid mit Zink</i> .....	72
<i>Versuch 50: Redoxreihe der Metalle*</i> .....	72
<i>Versuch 51a: Das Thermitverfahren (Indoor-Variante)</i> .....	74
<i>Versuch 51b: Das Thermitverfahren (Outdoor-Variante)</i> .....	75
<i>Versuch 52: Redoxreaktionen am Kupferblech in der Brennerflamme</i> .....	77
<i>Versuch 53: Reduktion eines Kupferoxidblechs durch Campinggas*</i> .....	77
<i>Versuch 54: Nachweis der Reaktionsprodukte bei der Reaktion von Campinggas mit Kupferoxid</i> .....	78
<i>Versuch 55: Reaktion von Kupferoxid mit Spiritus, Kerzenwachs, Lampenöl oder Holzgas</i> .....	80
<i>Versuch 56: Reduktion eines Kupferoxidblechs durch Wasserstoff</i> .....	81
<i>Versuch 57: Reaktion von Zink mit Kohlenstoffdioxid</i> .....	82
<i>Versuch 58: Oxidation von Kohlenstoffmonoxid</i> .....	83
<i>Versuch 59: Verbrennen von Kohlenstoffmonoxid</i> .....	84
<i>Versuch 60: Redoxreaktion zwischen Kohlenstoff und Kohlenstoffdioxid*</i> .....	85
<i>Versuch 61: Der Hochofenprozess</i> .....	87
<b>4 ANHANG</b> .....	<b>91</b>
4.1 EINKAUFSLISTE .....	91
4.2 DER KIPP'SCHE GASENTWICKLER .....	92
4.3 FALTANLEITUNG FÜR EINEN PAPIERBECHER .....	93
4.4 HERSTELLUNG VON KOHLENSTOFFMONOXID .....	93
<b>5 LITERATUR</b> .....	<b>95</b>

# 1 Einleitung

Die Einstellung von Schülerinnen und Schülern gegenüber dem Fach Chemie verändert sich im Laufe des Unterrichts in der Sekundarstufe I wie bei kaum einem anderen Unterrichtsfach. Nach einem anfangs durchaus vorhandenen Interesse ist Chemie am Ende der Klasse 10 eines der unbeliebtesten Fächer in der Schule. Weiterhin ist es in großen Bereichen unserer Gesellschaft durchaus opportun von sich zu behaupten, von „Chemie keine Ahnung zu haben“. Chemie gilt als schwierig, teilweise unverständlich, und ist nur etwas für „Spezialisten“ oder gar „Sonderlinge“. Eine wesentliche Ursache dafür ist im Chemieunterricht der Sekundarstufe I zu sehen, denn hier werden letztlich die Weichen sowohl für ein weiteres Interesse an dem Fach als auch für die persönliche Einstellung gegenüber der „Chemie“ gestellt.

Der Ansatz „Chemie fürs Leben“ verfolgt deshalb das Ziel, schon im Chemieunterricht der Sekundarstufe I die enge Verknüpfung von Chemie und Lebenswelt immer wieder deutlich werden zu lassen, um die Akzeptanz des Faches und damit letztlich auch seine Effektivität zu verbessern. Um dieses Ziel zu erreichen sollen die folgenden sechs Punkte bei der Konzeption und der Durchführung von Chemieunterricht in wesentlich stärkerem Maße als bisher Berücksichtigung finden.

## **1. Der Chemieunterricht soll einen auch für die Schülerinnen und Schüler erkennbaren Beitrag zur Allgemeinbildung leisten.**

Sie sollen erkennen, dass sie mit dem, was sie im Chemieunterricht lernen, in ihrem Leben, ihrem Alltag etwas anfangen können, und zwar nicht erst nach einem erfolgreich absolvierten Grund- oder Leistungskurs, sondern bereits mit dem, was in der Sekundarstufe I behandelt wird. Denn der Allgemeinbildungsauftrag eines Faches gilt selbstverständlich auch an Haupt- und Realschulen sowie für die Schülerinnen und Schüler, die es nach der Klasse 10 abwählen.

## **2. So oft wie möglich sollte im Chemieunterricht ein Alltagsbezug hergestellt werden.**

Zum einen ergibt sich das schon aus der Forderung nach einem für die Schülerinnen und Schüler erkennbaren Beitrag zur Allgemeinbildung. Zum anderen besitzt die Beschäftigung mit Stoffen aus dem Alltag ein hohes motivationales Potential, welches nach Möglichkeit genutzt werden sollte. Allerdings trifft man dabei häufig auf zwei Probleme: Zum einen gehören Stoffe aus dem Alltag häufig aus fachlicher Sicht zur Organischen Chemie (Lebensmittel, Kleidung, Kunststoffe, ...), zum anderen sind sie in ihrer Zusammensetzung und Wirkungsweise häufig zu komplex, um sie vollständig und formal im Chemieunterricht der Sekundarstufe I zu behandeln. Um diese Forderung dennoch zu erfüllen, wird man sich um andere Zugangsweisen bemühen müssen.

**3. Der Unterricht soll aktuelle Themen und Inhalte mit einbeziehen.**

Im Prinzip gilt hier das Gleiche wie bei den ersten beiden Forderungen. Ergänzt werden soll allerdings der Faktor Zeit. Die Rahmenpläne sollten so viel zeitlichen Spielraum beinhalten, dass die Lehrerin / der Lehrer sich auch einmal aktuellen Themen widmen kann, ohne gleich Sorgen zu haben, den für das Schuljahr vorgesehenen Stoff nicht mehr zu schaffen.

**4. Es müssen im Chemieunterricht unverzichtbare fachliche Inhalte vermittelt werden.**

Der gewünschte Alltagsbezug, die Interessenlage der Schülerinnen und Schüler oder auch die Aktualität dürfen allerdings nicht zum Auswahlkriterium für Inhalte oder gar zum strukturierenden Merkmal für den Chemieunterricht werden. Das Fach Chemie ist wie kaum eine andere Naturwissenschaft darauf angewiesen, dass zur Behandlung weiterführender Inhalte immer wieder auf Grundlagenkenntnisse zurückgegriffen werden muss. Diese Grundlagenkenntnisse müssen unabhängig von den anderen genannten Forderungen im Chemieunterricht der Sekundarstufe I vermittelt werden, denn ohne diese kann weder für ein ausreichendes Verständnis gesorgt noch erfolgreich in der Sekundarstufe II gearbeitet werden.

**5. Die Schülerinnen und Schüler sollen so oft wie möglich selbst aktiv tätig werden.**

Guter Chemieunterricht sollte gewährleisten, dass die Schülerinnen und Schüler aktiv mit in den Lernprozess einbezogen werden. Dabei kann es sich um geistige Aktivitäten im Rahmen eines forschend-entwickelnden Unterrichts, im Rahmen eines Projektes oder auch den Besuch außerschulischer Lernorte handeln. In besonderem Maße ist jedoch die Durchführung von Schülerexperimenten zu fordern und zu fördern. Eigenes Experimentieren zieht nicht nur bessere Behaltensleistungen und mehr Verständnis für die Sachverhalte nach sich, sondern steigert auch die Motivation und Leistungsbereitschaft der Lernenden. Die oft angeführten Material- und Sicherheitsprobleme bei Schülerexperimenten lassen sich deutlich verringern, wenn man bei solchen Versuchen nach Möglichkeit auf Stoffe zurückgreift, die man im Haushalt oder im Supermarkt findet. Sie sind zum einen häufig wesentlich günstiger als „Chemikalien aus dem Chemikalienschrank“, zum anderen ist ihr Gefährdungspotential meistens sehr gering.

**6. Die geistigen Fähigkeiten und Voraussetzungen der Schülerinnen und Schüler müssen berücksichtigt werden.**

Dieses gilt insbesondere für den Chemieunterricht in der Sekundarstufe I. Immer dann, wenn Themen bzw. Inhalte aus dem nicht sichtbaren Bereich behandelt werden sollen, wie zum Beispiel Atome, Moleküle, Ionen oder Bindungen, müssen die Lernenden sich diese vorstellen und dann im Geiste damit auch noch Handlungen ausführen können. Dazu ist nach Piaget „formal-operationales Denken“ erforderlich. Eine Reihe empirischer Untersuchungen belegen aber, dass selbst in 10. Klassen von Gymnasien häufig weniger als 50 % der Schülerinnen und Schüler generell über diese geistige Fähigkeit verfügen. Ebenfalls zu berücksichtigen ist die jeweils vorhandene „geistige Kraft“ der Lernenden. Diese „geistige Kraft“ wird durch zahlreiche Parameter wie die Erfassung eines Problems,

die Komplexität eines Versuchsaufbaus, die Beobachtungen, die Deutung eines Experiments oder auch das formale Denken in Anspruch genommen. Es ist deshalb darauf zu achten, dass zum Beispiel bei höheren Anforderungen im Bereich des formalen Denkens alle anderen Parameter, die die Aufmerksamkeit der Schülerinnen und Schüler erfordern und damit einen Teil ihrer „geistigen Kraft“ binden, möglichst klein gehalten werden. Also sollte man dafür sorgen, dass immer dann, wenn Wert auf formale Deutungen gelegt wird, möglichst viele Dinge den Schülerinnen und Schülern bereits bekannt bzw. vertraut sind, weil sie dann einen größeren Teil ihrer „geistigen Kraft“ für die formalen Operationen zur Verfügung haben.

### **Schlussfolgerungen**

Aus den dargestellten und begründeten Forderungen an den Chemieunterricht zur Verbesserung seiner Akzeptanz und seines Erfolgs ergibt sich insbesondere ein deutlicher Konflikt: Auf der einen Seite sollen unter dem Aspekt der Allgemeinbildung, der Bildung fürs Leben, grundlegende chemische Prinzipien mit Stoffen aus dem Alltag erarbeitet werden. Auf der anderen Seite sind diese Stoffe zum großen Teil der Organischen Chemie zuzuordnen, sie sind in ihrer Zusammensetzung häufig zu komplex, um sie auf formaler Ebene im Unterricht der Sekundarstufe I zu behandeln und den Schülerinnen und Schülern fehlen häufig noch die geistigen Voraussetzungen für etwas anspruchsvollere formale geistige Tätigkeiten.

Um dieses Problem zu lösen, muss man zunächst einmal bereit sein, die bisher starren Grenzen zwischen Anorganischer und Organischer Chemie aufzubrechen und in der Sekundarstufe I eine themenorientierte „allgemeine“ Chemie zu unterrichten. So sollten beispielsweise bei der Einführung der Verbrennungs- bzw. Oxidationsreaktionen im Anfangsunterricht nicht nur Metalle (anorganisch) sondern vor allem auch die im Alltag relevanten „Brennstoffe“ wie Erdgas, Öl, Benzin, Spiritus, Wachs usw. untersucht werden, auch wenn diese organischer Natur sind.

Weiterhin sollte man bereit sein, sich bei der Deutung von Experimenten zwischenzeitlich zunächst einmal auf die Ebene der Wortgleichungen zu beschränken. Dieses bringt eine Reihe von Vorteilen mit sich:

- Es lassen sich auf dieser Ebene erheblich mehr Experimente mit Stoffen aus dem Alltag nicht nur durchführen sondern auch deuten.
- Trotzdem lassen sich die grundlegenden Zusammenhänge und Reaktionsweisen sehr wohl problemorientiert erarbeiten.
- Die Schülerinnen und Schüler haben dadurch mehr „geistige Kraft“ für die Erfassung des Problems und die Herausarbeitung dieser Zusammenhänge zur Verfügung, da diese nicht durch „Formalisten“ überdeckt werden.
- Im Vordergrund steht zunächst die grundlegende Erkenntnis und nicht die stöchiometrisch richtige Reaktionsgleichung.

In einem zweiten Durchgang durch die Thematik werden dann die inzwischen bekannten Reaktionen in die chemische Zeichensprache „übersetzt“. Schülerinnen und Schüler, die bei dieser formalen Behandlung „aussteigen“, kennen wenigstens die grundlegenden Reaktionsweisen. Im Sinne eines allgemeinbildenden Chemieunterrichts halten wir es zum Beispiel für wichtiger, dass die Schülerinnen und Schüler wissen, dass eine Kerze unter Bildung von Kohlenstoffdioxid und Wasser verbrennt, als dass sie anlässlich einer Klassenarbeit eine dafür auswendig gelernte Reaktionsgleichung reproduzieren können, ohne deren eigentlichen Aussagewert zu kennen.

In unserem Ansatz „Chemie fürs Leben“ zur Verbesserung der Akzeptanz und des Erfolgs von Chemieunterricht beziehen wir uns zusammenfassend deshalb auf folgende Grundsätze:

- Wir betrachten nicht die Alltagschemie als strukturierendes Element des Unterrichts, sondern Stoffe aus dem Alltag als Untersuchungs- und Anschauungsmaterial.
- Wann immer es möglich und sinnvoll ist, wollen wir so genannte „Laborchemikalien“ im Unterricht durch Stoffe aus dem Alltag ersetzen.
- In eine „allgemeine“ und thematisch geprägte Chemie im Anfangsunterricht beziehen wir auch organische Stoffe mit ein.
- Die Herausarbeitung grundlegender Reaktionsweisen und Prinzipien sowie auch ihre Verknüpfung zu systemhaften Kenntnissen soll zunächst auf phänomenologischer Ebene erfolgen.
- Ein Übergang auf die formale Behandlung in einem zweiten Durchgang durch die Thematik erfolgt erst dann, wenn das grundlegende Prinzip oder im kleinen Bereich die Reaktion bekannt ist.
- Theorie soll nur dann vermittelt werden, wenn sie wirklich gebraucht wird, nur so viel wie nötig und vor allem nur so viel, wie für die Schülerinnen und Schüler verständlich ist.
- Schülerexperimente sollen so oft wie möglich durchgeführt werden, um die Motivation zu steigern, die Behaltensleistungen zu erhöhen, senso-motorische Fähigkeiten zu schulen und zum aktiven Handeln anzuregen.

Wie eine solche Vorgehensweise in der Praxis aussehen kann, soll im Folgenden am Beispiel einer Unterrichtskonzeption zur Einführung der Oxidations-, Reduktions- und Redox-Reaktionen gezeigt werden.

## 2 Voraussetzungen

Um die Unterrichtseinheit durchführen zu können, sind folgende grundlegende Kenntnisse aus dem vorangegangenen Unterricht erforderlich. Die Schülerinnen und Schüler

- sollten den Stoffbegriff kennen und etwas über verschiedene Eigenschaften von Stoffen wie Farbe, Geruch, Löslichkeit und Brennbarkeit wissen
- sollten über ein allgemeines Teilchenkonzept verfügen, mit dessen Hilfe man den Wechsel zwischen den Aggregatzuständen erklären kann
- kennen die Merkmale der chemischen Reaktion, Stoffumwandlung und Energieumwandlung
- sind mit dem Aufbau und der Funktionsweise des Brenners sowie den verschiedenen Zonen der Brennerflamme vertraut
- haben aus dem Biologieunterricht den Sauerstoff als Bestandteil der Luft und dementsprechend auch seine Rolle im Stoffwechsel der Lebewesen kennen gelernt.
- können Kohlenstoffdioxid mit Hilfe der Kalkwasserprobe nachweisen.



## 3 Die Unterrichtskonzeption

### 3.1 Verbrennungsvorgänge im Alltag

Den Einstieg in die Unterrichtseinheit sollen die Verbrennungsreaktionen bilden. Verbrennungsvorgänge sind aus dem Alltag nicht wegzudenken. Egal, ob das Öl in der Heizung, das Gas im Herd, das Benzin in Motoren oder die Kerze auf dem Geburtstagstisch, Verbrennungen findet man in vielen Bereichen des täglichen Lebens. Die den Schülerinnen und Schülern bekannten Brennstoffe sind also Benzin, Spiritus, Erd- oder Propangas, Holz und Kerzenwachs. Um an die Erfahrungswelt der Lernenden anzuknüpfen und damit einen Alltagsbezug herzustellen, ist es erforderlich, die Verbrennungsreaktionen der genannten Brennstoffe zu betrachten. Bei einem thematisch orientierten und damit den Grundsätzen von „Chemie fürs Leben“ entsprechenden Durchgang durch die Unterrichtseinheit sollen diese alltäglichen Brennstoffe als Anschauungs- und Untersuchungsobjekte dienen.

Viele grundlegende Merkmale der Verbrennungsreaktionen lassen sich zum Beispiel durch die Untersuchung der Kerzenflamme ermitteln. Ein entscheidender Vorteil dieser Herangehensweise liegt darin, dass die Schülerinnen und Schüler den Stoff Kerzenwachs schon kennen. Ebenso sind ihnen das Schmelzen des Waxes und der weiße Wachsfaden beim Löschen einer Kerze bekannt. Bereits zu diesem frühen Zeitpunkt im Chemieunterricht kann auf diese Weise an die Alltagserfahrungen der Lernenden angeknüpft werden.

Die einzelnen Prozesse, die beim Verbrennen einer Kerze ablaufen, sind jedoch sicherlich für die meisten Schülerinnen und Schüler neu. Aus diesem Grunde ist es im Chemie-Anfangsunterricht zunächst interessant, die Bedingungen, unter welchen das Kerzenwachs brennt, einmal genauer zu betrachten.

#### **Versuch 01: Entzünden von Wachs\***

Geräte: Dreifuß mit Netz, Porzellantiegel oder Verbrennungslöffel, Blechdeckel, Holzspan

Chemikalien: Kerzenwachs

Durchführung: Es wird (mit einer kleinen Brennerflamme) etwas Kerzenwachs im Tiegel bzw. Verbrennungslöffel erhitzt. Man versucht, das Wachs mit einem brennenden Span nach dem Schmelzen und nach zwei Minuten zu entzünden. Die Flamme wird anschließend mit dem Blechdeckel gelöscht.

Beobachtung: Zunächst schmilzt das Wachs. Nach längerem Erhitzen entstehen schließlich Wachsdämpfe. Das flüssige Wachs entzündet sich nicht, erst wenn Wachsdämpfe auftreten, kommt es zur Entzündung.

Deutung: Sowohl im festen als auch im flüssigen Aggregatzustand brennt Kerzenwachs nicht. Erst dann, wenn das Wachs verdampft, kann man es entzünden. Die Wachsdämpfe brennen.

Didaktische Anmerkung:

Der Versuch kann dazu dienen, Grundlagen wie Aggregatzustandsänderungen, Schmelz- und Siedetemperatur zu wiederholen. Schülerinnen und Schüler erkennen, wie das feste Wachs bei Erreichen der Schmelztemperatur in den flüssigen Zustand übergeht und schließlich bei Erreichen der Siedetemperatur verdampft. Als neue Erkenntnis kommt hinzu, dass Wachs weder im festen noch im flüssigen Zustand brennt. Erst die Wachsdämpfe sind brennbar.

Ob es sich auch bei der Kerzenflamme um brennende Wachsdämpfe handelt, soll im nächsten Versuch untersucht werden.

**Versuch 02: Entzünden von Wachsdämpfen**

Geräte: Holzspan, Kaffeelöffel aus Metall

Chemikalien: Kerze

Durchführung: Eine Kerze wird entzündet und man wartet, bis das Wachs um den Docht geschmolzen ist. Die Kerze wird mit einem Kaffeelöffel gelöscht und man versucht, die aufsteigenden Wachsdämpfe schnell mit einem brennenden Span zu entzünden.

Beobachtung: Die Wachsdämpfe entzünden sich und die Flamme „wandert“ zum Docht, sodass die Kerze wieder brennt.

Deutung: In diesem Versuch werden die Vorgänge in der Kerzenflamme verdeutlicht. Das Wachs wird durch die Flamme zunächst geschmolzen. Am Docht, der als Kapillare funktioniert, verdampft das flüssige Wachs und die entstehenden Wachsdämpfe verbrennen in der Flamme.

Didaktische Anmerkung:

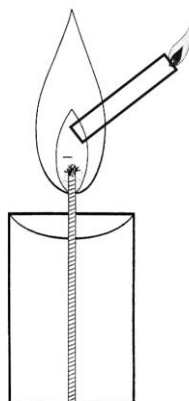
Die Schülerinnen und Schüler erkennen, dass auch in der Kerze nicht das feste oder flüssige Wachs brennt, sondern die Wachsdämpfe. Sie können aus den Beobachtungen schlussfolgern, dass flüssiges Wachs über den Docht aufsteigt, am Ende des Dochtes verdampft und dann in der Flamme verbrannt wird. Löscht man die Flamme, so lassen sich noch entstehende Dämpfe mit dem brennenden Span wieder entzünden, ohne dass der Docht berührt wird. Angemerkt sei, dass der Begriff „Dampf“ eigentlich für die nicht sichtbare Gasphase von Stoffen verwendet wird. Bei den Beobachtungen handelt es sich genau genommen um Nebel und Rauch. Der Einfachheit halber soll aber auch für diese Beobachtungen in Zukunft der Begriff „Dampf“ verwendet werden.

Das Vorhandensein von brennbaren Gasen in der Kerzenflamme kann mit Hilfe des nächsten Versuches noch bestätigt werden.

**Versuch 03: Erzeugen einer „Tochterflamme“ aus einer Kerzenflamme**

Geräte: Glasrohr (Länge: max. 4 cm,  $\varnothing$  ca. 4 mm) und Tiegelflange oder gerollte Aluminiumfolie (Länge: bis zu 8 cm,  $\varnothing$  ca. 4 mm) und Metalldraht

Chemikalien: Kerze

Versuchsaufbau:

Durchführung: In eine brennende Kerzenflamme hält man mit der Tiegelzange das Glasrohr oder die gerollte Aluminiumfolie in die Nähe des Dochtes und entzündet den austretenden Wachsampf am anderen Ende des Rohres.

Beobachtung: Das aus dem Glasrohr oder aus der gerollten Aluminiumfolie austretende Gas (Wachsampf) lässt sich entzünden und verbrennt mit einer kleinen „Tochterflamme“ am Ende des Ableitungsrohres. Das Ende des Rohres, welches sich in der Flamme befindet, wird schwarz.

Deutung: Es wird deutlich, dass sich in der Kerzenflamme, besonders in der Nähe des Dochtes, gasförmiges Wachs befindet. Dieses strömt durch das Rohr und verbrennt an dessen Ende.

Didaktische Anmerkung:

Noch deutlicher als im vorhergegangenen Versuch wird den Lernenden gezeigt, dass es sich bei Flammen um brennende Gase handelt. Aus der „Hauptflamme“ wird in unmittelbarer Nähe des Dochtes noch nicht verbrannter gasförmiger Brennstoff – in diesem Fall Kerzenwachs – durch das Rohr abgeführt und an einer anderen Stelle wieder entzündet.

Eine weitere, für den Versuchsverlauf unbedeutende, aber trotzdem nicht zu übersehende Beobachtung ist, dass das Rohr an der Stelle, an der es in die Flamme ragt, stark verrußt. Dies kann man auch beobachten, wenn man ein Reagenzglas in die Kerzenflamme hält. Deswegen wird die Kerzenflamme in der Chemie nicht als Wärmequelle genutzt. Für diese Zwecke verwendet man den Gasbrenner, dessen Flamme bei richtiger Regulierung nicht rußt. Des Weiteren sind den Schülerinnen und Schülern sicher auch rußende Kerzen nicht fremd. Steht eine Kerze in der Zugluft oder ist ihr Docht zu lang, so findet keine vollständige Verbrennung statt und die Kerze rußt. Diese Beobachtung wirft die Frage auf, worum es sich denn beim Ruß überhaupt handelt. Sicherlich ist bekannt, dass nicht nur Kerzen rußen, sondern auch Schornsteine von Kaminen und Öfen immer verrußt sind. Aktuelle Diskussionen um Ruß in Abgasen von Verbrennungsmotoren, verbunden mit der Feinstaubproblematik und Fahrverboten für Kraftfahrzeuge ohne Rußpartikelfilter, geben Anlass für genauere Untersuchungen. Dass es sich bei Ruß zum größten Teil um fein verteilten Kohlenstoff handelt, können die Lernenden leicht an der Farbe erkennen. In

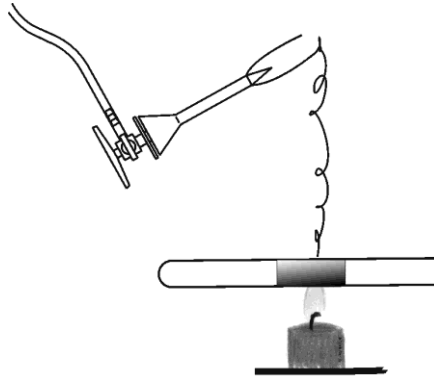
der Kerzenflamme befindet sich also offensichtlich fein verteilter Kohlenstoff, der im Wachs noch nicht vorhanden war. Welche Auswirkung dieser auf das Aussehen der Flamme hat, soll im folgenden Versuch ermittelt werden.

#### **Versuch 04: Verbrennen von Ruß\***

Geräte: Reagenzglas (16 x 160 mm)

Chemikalien: Kerze

Versuchsaufbau:



Durchführung: Man hält das Reagenzglas so in die Kerze, dass es stark berußt und aus der Kerzenflamme Rußschwaden aufsteigen. Nun wird versucht, den Brenner mit mittlerer und entleuchteter Flamme schräg von unten in den Rußfaden zu halten.

Beobachtung: Die entleuchtete Flamme des Brenners färbt sich an den Stellen, an denen Ruß in die Flamme gelangt, gelblich, sie wird dort zur leuchtenden Flamme. Je mehr Ruß in die Brennerflamme gelangt, umso intensiver ist der Effekt zu beobachten.

Deutung: Rußpartikel verbrennen unter Glüherscheinung in der Flamme. Sie „verglühen“ in der heißen Flamme und verursachen das Leuchten dieser. Die entleuchtete Flamme des Brenners leuchtet nur dann, wenn man Ruß in die Flamme einbringt.

#### Didaktische Anmerkung:

Das Experiment bestätigt das Vorhandensein von Rußpartikeln in der Kerzenflamme, welche letztendlich für deren Leuchtkraft verantwortlich sind. Hält man Gegenstände aus Glas in die Flamme, setzen sich die Kohlenstoffpartikel ab und die Gegenstände berußen. Die Schülerinnen und Schüler können aus diesen Beobachtungen auch schließen, dass die blasse Flamme des Brenners keinen Ruß enthält und sich aus diesem Grund für das Erhitzen von Glasgeräten besser eignet als die Kerzenflamme. Die entleuchtete Flamme des Brenners ist jedoch auch nur dann zu beobachten, wenn im Vorfeld Brenngas mit Luft gemischt wird, so dass eine spontane Verbrennung des Gases stattfinden kann. Man spricht dann von einer „entleuchteten Flamme“.

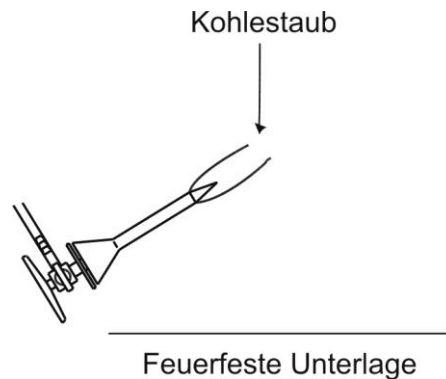
Mit Hilfe des nächsten Versuchs können die gewonnenen Erkenntnisse noch einmal bestätigt werden.

## Versuch 05: Kohlestaub in der Brennerflamme

Geräte: Salzstreuer, feuerfeste Unterlage

Chemikalien: Kohlestaub bzw. Kohlenstoffpulver

Versuchsaufbau:





Durchführung: Man lässt den im Salzstreuer befindlichen Kohlestaub von oben in die entleuchtete Flamme des schräg eingespannten Brenners rieseln.

Beobachtung: Tritt der Kohlestaub in die entleuchtete Flamme des Brenners, so wird diese zur leuchtenden Flamme.

Deutung: Streut man Kohlenstoffteilchen in eine Flamme, so verbrennen diese unter Glüherscheinung. Die Flamme leuchtet. Für das Entstehen einer leuchtenden Flamme müssen sich feine Kohlenstoffteilchen in der Flamme befinden.

Didaktische Anmerkung:

Alternativ ist es auch möglich, Graphit-Spray (GHS02 , GHS07 ) in die Flamme zu sprühen. Dies sollte jedoch nur vom Lehrer unter Beachtung der Sicherheitsvorschriften erfolgen!



Offensichtlich befinden sich in der Kerzenflamme Ruß-, also Kohlenstoffteilchen, die aber außerhalb der Kerze durch die Verbrennungsvorgänge in der Flamme „verschwunden“ sind. Die Frage ist also, was mit dem Brennstoff Wachs passiert.

Der Begriff „Wachs“ ist ein Alltagsbegriff. Chemisch betrachtet bestehen Haushaltskerzen meistens aus Paraffin, einem Gemisch langkettiger Kohlenwasserstoffe. Auf dem Markt werden jedoch auch noch Stearin- oder Bienenwachskerzen angeboten. Für die beschriebenen Versuche wurden ausschließlich Paraffinkerzen verwendet. An dieser Stelle im Unterricht ist es für die Schülerinnen und Schüler nur wichtig zu erkennen, dass der Alltagsstoff Wachs eine Verbindung ist, die Kohlenstoffteilchen enthält. Dies kann an dieser Stelle oder nach Versuch 7 thematisiert werden.

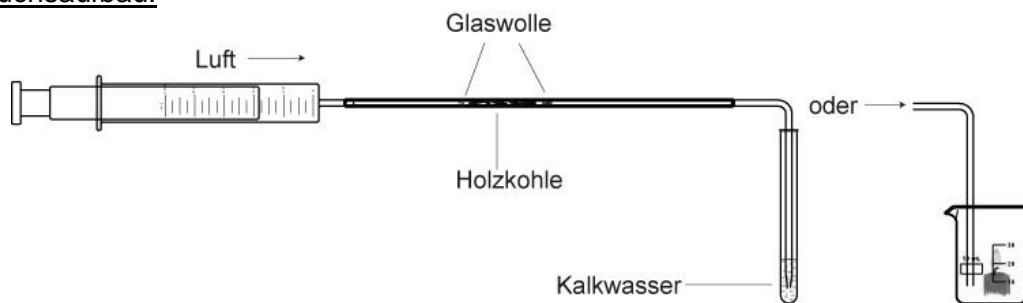
Den Erkenntnissen zufolge liegt es nun nahe, die Verbrennung von offenbar in der Kerzenflamme vorhandenen Kohlenstoff zu untersuchen. Wenn das Gas Kohlenstoffdioxid und dessen Nachweis durch die Kalkwasserprobe den Schülerinnen und Schülern schon bekannt ist, kann sich der folgende Versuch anschließen, soweit er noch nicht bei der vorangegangenen Behandlung der Eigenschaften und Merkmale der chemischen Reaktion durchgeführt wurde.

## Versuch 06: Verbrennen von Holzkohle im Luftstrom und Nachweis von Kohlenstoffdioxid

Geräte: Verbrennungsrohr ( $\varnothing$  6 mm), Handgebläse oder Kolbenprober, Reagenzglas (16 x 160 mm), Schlauch, ausgezogenes Glasrohr, 25-mL-Becherglas, Kerze

Chemikalien: Holzkohle, Kalkwasser (GHS05 , GHS07 ) , Glaswolle

### Versuchsaufbau:



Durchführung: In einem Verbrennungsrohr erhitzt man mehrere Stückchen Holzkohle, welche mit etwas Glaswolle fixiert sind, bis zur schwachen Rotglut. Nun entfernt man den Brenner und lässt Luft aus dem Kolbenprober (oder dem Handgebläse) über die erhitzte Kohle strömen. Das entstehende Gas leitet man durch Kalkwasser oder in ein 25-mL-Becherglas, in welchem sich eine kleine brennende Kerze befindet.

Beobachtung: Die Holzkohle reagiert unter Licht- und Wärmeabgabe mit der Luft und verschwindet nahezu vollständig. Das aus dem Verbrennungsrohr austretende Gas trübt das Kalkwasser bzw. erstickt die Kerze.



Deutung: Die Holzkohle reagiert mit dem Luftsauerstoff zu einem farblosen Gas, dem Kohlenstoffdioxid, und wird dabei fast vollständig verbraucht. Das Kohlenstoffdioxid sorgt für die Trübung des Kalkwassers bzw. erstickt die Flamme der Kerze.

Da, wie in den vorherigen Versuchen festgestellt, in der Kerzenflamme Rußteilchen verbrennen, liegt es nahe, Kohlenstoffdioxid als Verbrennungsprodukt nachzuweisen.



## Versuch 07: Nachweis von Kohlenstoffdioxid und Wasser als Reaktionsprodukte beim Verbrennen von Kerzenwachs\*

### Kurzbeschreibung

#### Variante a)

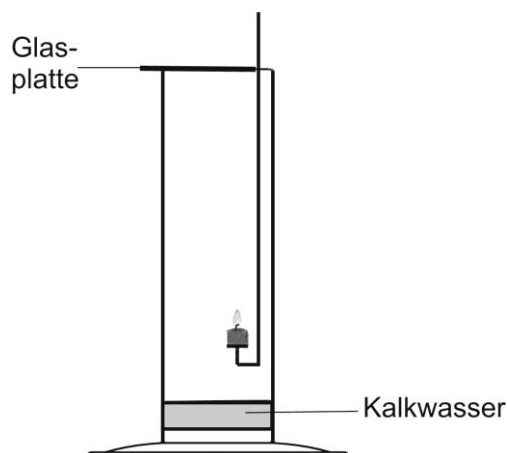
Um dies nachzuprüfen, hält man ein Reagenzglas mit der Öffnung nach unten über die Kerze. Anschließend wird etwas Kalkwasser (GHS05 , GHS07 ) in das Reagenzglas gegeben und umgeschüttelt.

#### Variante b)

Man füllt einen Standzylinder ca. 1 cm hoch mit Kalkwasser (GHS05 , GHS07 ) und hält eine Kerze hinein, welche in einem Verbrennungslöffel oder auf einem kleinen Holzbrettchen steht. Dann verschließt man den Zylinder soweit mit einer Glasplatte, dass

ein Weiterbrennen der Kerze gewährleistet ist. Nach etwa 1 min wird die Kerze entfernt, der Zylinder vollständig verschlossen und umgeschüttelt.

Versuchsaufbau:



Das Kalkwasser trübt sich in beiden Fällen. Um Wasser nachzuweisen, nutzt man ein großes, kaltes Becherglas und verfährt analog Variante a. Hier kann man einen Beschlag am Becherglas beobachten, der auf Wasser schließen lässt. Das bedeutet, dass die Ausgangsstoffe Kerzenwachs und Luftsauerstoff unter Energieabgabe in Form von Licht und Wärme zu den Reaktionsprodukten Kohlenstoffdioxid und Wasser reagieren.







Didaktische Anmerkung:

An dieser Stelle ist es sinnvoll, am Beispiel der Verbrennung der Kerze die Merkmale der chemischen Reaktion zu wiederholen und zu vertiefen. Aus Kerzenwachs und Luftsauerstoff entstehen Kohlenstoffdioxid und Wasser (Stoffumwandlung). Die Ausgangsstoffe werden verbraucht und in neue Stoffe, in die Reaktionsprodukte, die andere Eigenschaften besitzen, umgewandelt. Nachdem die Reaktion durch einmaliges Anzünden (kurze Energiezufuhr) gestartet wurde, werden in ihrem Verlauf ständig Wärme und Licht abgegeben (Energieumwandlung).

In anschließenden Versuchen werden andere Alltagsstoffe wie Papier, Holz (feste Brennstoffe), Benzin, Lampenöl, Spiritus (flüssige Brennstoffe), Erdgas, Feuerzeuggas (gasförmige Brennstoffe) verbrannt und die Reaktionsprodukte Kohlenstoffdioxid und Wasser nachgewiesen.

### **Versuch 08: Verbrennen von weiteren festen, flüssigen und gasförmigen Brennstoffen und Nachweis der Reaktionsprodukte**

Geräte: Porzellanschalen, Bechergläser, Reagenzgläser (30 x 200 mm)

Chemikalien: Papier, Spiritus (GHS02 , GHS07 , Erdgas (GHS02 , GHS04 , Kalkwasser (GHS05 , GHS07 )

Durchführung: Man entzündet in einer Porzellanschale die entsprechenden flüssigen und festen Stoffproben und weist die Reaktionsprodukte wie in Versuch 7 beschrieben nach. Beim Nachweis der Verbrennungsprodukte von Gasen hält man lediglich das kalte bzw.

das mit Kalkwasser gespülte Becherglas über die Flamme des Brenners oder des Feuerzeuges.

Beobachtung: Alle ausgewählten Stoffproben brennen, jedoch mit unterschiedlichen Flammen. In jedem Fall sind Kohlenstoffdioxid und Wasser die Reaktionsprodukte. Zum Teil entsteht Ruß.

Deutung: Alle von uns ausgewählten und im Alltag verwendeten Brennstoffe verbrennen an der Luft zu Kohlenstoffdioxid und Wasser. Dabei wird Energie in Form von Wärme und Licht an die Umgebung abgegeben. Verschiedene Flammen lassen aber auch erkennen, dass die Stoffe sich unterscheiden. Während Erdgas mit schwach gelber Flamme und ohne sichtbare Rußbildung verbrennt, brennen Diesel und andere schwere Öle mit stark leuchtender Flamme und unter sichtbarer Rußentwicklung.

Didaktische Anmerkung:

Der Versuch zeigt den Lernenden, dass alle Brennstoffe, die im Alltag zum Einsatz kommen, unter Wärme- und Lichtabgabe zu Kohlenstoffdioxid und Wasser verbrennen. In diesem Zusammenhang bietet es sich an, die aktuelle Klimadiskussion aufzugreifen und damit auch tagespolitische Themen in den Unterricht mit einzubinden. Den Schülerinnen und Schülern sollte bewusst gemacht werden, dass bei allen Verbrennungen von Brennstoffen das Treibhausgas Kohlenstoffdioxid entsteht. Es gilt, sie für die Problematik zu sensibilisieren, sie zum Nachdenken und zum selbstverantwortlichen Handeln anzuregen.

**Fachliche Anmerkung:**

Der Begriff „Brennstoff“ ist eine *„summarische Bezeichnung für feste, flüssige oder gasförmige Stoffe, die, entweder in natürlicher oder davon durch Veredelung abgeleiteter Form, mit Luftsauerstoff unter Abgabe nutzbarer Wärme wirtschaftlich verbrannt werden können.“* [1, S. 513]. Dazu zählen beispielsweise Holz als natürlicher Brennstoff, Erdgas als fossiler Brennstoff oder Benzin als ein Veredelungsprodukt des fossilen Brennstoffes Erdöl.

Im weiteren Verlauf ist es nun sinnvoll, nicht nur die unterschiedlichen Brennstoffe, sondern auch den zweiten Reaktionspartner, den Luftsauerstoff, näher zu betrachten.

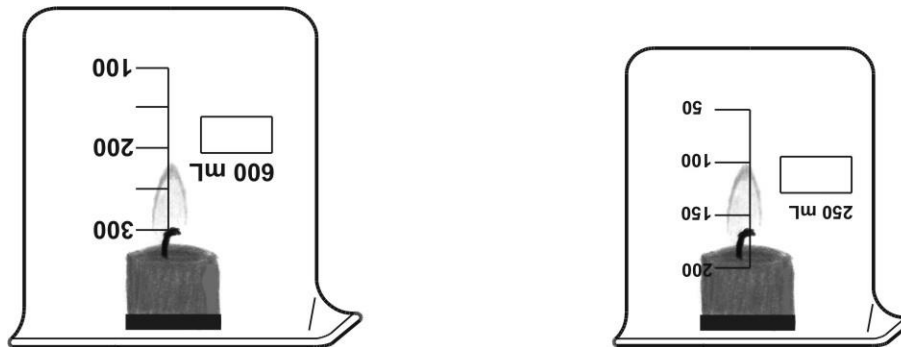
## **Versuch 09: Brenndauer von Kerzen in unterschiedlich großen Gefäßen**

Geräte: 2 Bechergläser unterschiedlicher Größe (z.B. 250 mL und 600 mL)

Chemikalien: 2 Kerzen (oder Teelichter)



Versuchsaufbau:



Durchführung: Man entzündet beide Kerzen und stülpt anschließend gleichzeitig die Bechergläser über die brennenden Kerzen.

Beobachtung: Nach kurzer Zeit erlischt die Kerze unter dem kleineren Becherglas. Etwas später erlischt auch die Kerze unter dem größeren Becherglas.

Deutung: Wie es sich in den vorangegangenen Versuchen erwiesen hat, entsteht beim Verbrennen von Kerzenwachs Kohlenstoffdioxid. Der Sauerstoff der Luft ist bei der Verbrennung der zweite Ausgangsstoff. Er wird dabei verbraucht. Sinkt der Sauerstoffgehalt der Luft im Becherglas unter eine bestimmte Grenze, erlischt die Kerzenflamme. Im großen Becherglas steht mehr Luft zur Verfügung und somit auch mehr Sauerstoff, um die Verbrennung länger zu unterhalten. Erst nach Belüften der Bechergläser kann man die Reaktion erneut starten.

Didaktische Anmerkung:

Als Schlussfolgerung wird festgehalten, dass nicht nur die Masse an Brennstoff, sondern auch das Luftvolumen Einfluss auf die Brenndauer der Kerze hat. Der Luftsauerstoff ist neben dem Kerzenwachs ein weiterer Ausgangsstoff für die Verbrennung und wird während des Vorganges verbraucht. Ist der Sauerstoffanteil eines bestimmten Luftvolumens durch die Verbrennung „verbraucht“, so erlischt die Kerze. Es ist fachlich nicht korrekt zu sagen, dass zum Zeitpunkt des Erlöschens der Kerze der Sauerstoff unter dem Becherglas komplett verbraucht wurde. Der Gehalt ist lediglich von 21 % auf 16 % gesunken! Aus dem Grunde soll auch an dieser Stelle nicht die Ermittlung des Sauerstoffgehaltes der Luft mit Hilfe der Kerze unter der Müllerschen Glocke durchgeführt werden. Obwohl der Versuch vermeintlich das richtige Ergebnis von ca. 21 % Luftsauerstoff liefert, ist dieses jedoch mehr thermischen Effekten und Lösungsvorgängen als wirklichem Sauerstoffverbrauch zuzuschreiben.

Schon an dieser Stelle können die Schülerinnen und Schüler erkennen, dass für einen Brand sowohl ein brennbarer Stoff als auch Sauerstoff vorhanden sein muss. Weiterhin sollte man unter Rückgriff auf Versuch 8 herausarbeiten, dass es feste, flüssige und gasförmige Brennstoffe gibt. Genau diese Einteilung findet sich auch in den so genannten Brandklassen wieder. Entsprechende Abbildungen wie die folgenden sind in zahlreichen Sicherheits- und Brandschutzunterlagen sowie auf Feuerlöschern abgedruckt.





	Symbol	Art des Brandes	Brandverhalten	Stoffbeispiele
A		Brände fester, hauptsächlich organischer Stoffe	Flamme und Glut	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Holz</li> <li>• Papier</li> <li>• Textilien</li> </ul>
B		Brände flüssiger oder flüssig werdender Stoffe	Nur mit Flamme	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Öle</li> <li>• Fette</li> <li>• Benzin</li> </ul>
C		Brände gasförmiger Stoffe	Nur mit Flamme	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Erdgas</li> <li>• Propangas</li> <li>• Acetylen</li> </ul>
D		Brände von (Leicht)Metallen	Nur mit Glut	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Aluminium</li> <li>• Magnesium</li> <li>• Natrium</li> </ul>

Tabelle 1: Brandklassen

Wie man aus der Abbildung erkennen kann, gibt es neben den Klassen A, B und C, in welche die schon behandelten Brennstoffe eingeordnet werden, offensichtlich auch noch eine vierte Brandklasse, die bisher noch nicht betrachtet wurde. Dabei handelt es sich um die Brandklasse D, in der die Metalle aufgeführt werden. Da Herdplatten, Töpfe, Verbrennungsmotoren und sogar Feuerschutztüren aus Metall bestehen und teilweise ständig hohen Temperaturen ausgesetzt sind, ist zunächst nicht zu vermuten, dass auch Metalle brennen können. Presseberichte belegen jedoch Gegenteiliges [2].

**Enschede (dpa) - Über die Ursache für die verheerenden Detonationen in der Feuerwerksfabrik im niederländischen Enschede gibt es bisher nur Vermutungen.**

Experten nehmen an, dass die Katastrophe entweder durch das Löschwasser in Verbindung mit brennendem Magnesium oder durch die unsachgemäße Lagerung von Kaliumperchlorat und Aluminium, der so genannten Blitzknallbombe, ausgelöst wurde.

Aus diesem Grund soll mit den folgenden Experimenten untersucht werden, ob alle Metalle oder nur einige Vertreter verbrennen können, unter welchen Bedingungen diese Verbrennungen stattfinden und welche Produkte dabei entstehen.

### 3.2 Erhitzen von Metallen an der Luft

Im folgenden Abschnitt wird die Oxidation von Metallen betrachtet. Da Metalle im Alltag als nicht brennbare Stoffe eingesetzt werden, ist es umso erstaunlicher, dass sie dennoch in den Brandklassen auftauchen. Unter Verwendung von Alltagsgegenständen werden zunächst verschiedene Metalle auf Brennbarkeit untersucht und Unterschiede bezüglich ihrer Brennbarkeit herausgearbeitet. Anschließend soll auf den Reaktionspartner Sauerstoff und die Bildung von Metalloxiden eingegangen werden. Danach gilt es herauszufinden, unter welchen Bedingungen Metalle brennen. Im letzten Teil des Kapitels wird das Gesetz von der Erhaltung der Masse problemorientiert und unter Verwendung von Alltagsstoffen erarbeitet und anschließend der Sauerstoffgehalt der Luft experimentell ermittelt.

Da im Zeitungsartikel von brennendem Magnesium die Rede ist, liegt es nahe, zunächst Magnesium zu entzünden. Anschließend sollen auch Eisen und Kupfer auf ihre Brennbarkeit hin untersucht werden.

#### **Versuch 10: Reaktion verschiedener Metalle mit Luftsauerstoff\***

Geräte: feuerfeste Unterlage, Tiegelzange

Chemikalien: Eisennagel, Kupferblech, Anspitzer aus Magnesium-Legierung (KUM bzw. Möbius&Ruppert), Sand

Durchführung: Nacheinander werden der Magnesiumanspitzer, der Eisennagel und das Kupferblech in die entleuchtete Flamme des Brenners gehalten. Bei einsetzender Reaktion wird das Metall aus der Flamme entfernt und über die feuerfeste Unterlage gehalten. Beim Verbrennen von Magnesium darf nicht in die Flamme gesehen werden. Außerdem ist Sand für mögliche Löschversuche bereitzustellen.

Beobachtung: Der Anspitzer aus Magnesium-Legierung verbrennt unter starker Wärme- und Lichtabgabe zu weißem Pulver. Der Eisennagel glüht in der Flamme und läuft etwas an. Das Kupferblech glüht und verfärbt sich von rot nach schwarz.

Deutung: Magnesium reagiert vollständig unter starker Licht- und Wärmeabgabe, Eisen und Kupfer verändern sich nur an der Oberfläche und ohne deutliche energetische Erscheinungen. Das beim Verbrennen von Magnesium entstehende weiße Pulver ist das Reaktionsprodukt der Reaktion von Magnesium und Sauerstoff. Aus diesem Grunde nennt man es Magnesiumoxid. Das Kupferblech ist schwarz, es ist anscheinend oberflächlich mit Kupferoxid belegt. Beim Eisennagel ist kaum eine Veränderung der Oberfläche zu erkennen. Bei genauer Betrachtung kann man jedoch auch ein dunkles Anlaufen der Oberfläche beobachten, das vermutlich auf Eisenoxid zurückzuführen ist.

Didaktische Anmerkung:

Da das Kohlenstoffdioxid den Schülerinnen und Schülern als Reaktionsprodukt der Reaktion von Kohlenstoff und Luftsauerstoff bekannt ist, wird analog dazu das weiße Pulver Magnesiumoxid genannt. Beim Eisennagel und Kupferblech sind zwar stoffliche Veränderungen zu beobachten, energetische Erscheinungen jedoch kaum oder gar nicht.

Nun gilt es herauszufinden, ob es sich bei der Oberflächenveränderung am Kupfer und am Eisen auch um eine Reaktion mit Sauerstoff handelt. Da die Verfärbung des blanken Eisennagels weniger deutlich zu beobachten ist als die des roten Kupferblechs, liegt es nahe, das Blech als Untersuchungsobjekt heranzuziehen. Um nicht die gesamte Oberfläche des Kupfers dem Luftsauerstoff auszusetzen, faltet man das Blech wie im folgenden Versuch beschrieben.

**Versuch 11: Erhitzen eines „Kupferbriefes“ in der Brennerflamme\***

Geräte: Tiegelzange

Chemikalien: Kupferblech

Durchführung: Man faltet ein Stück Kupferblech einmal zusammen und schlägt nun die noch offenen Ränder so um, dass keine Luft in den Innenraum des „Briefes“ gelangen kann.



Jetzt wird der „Brief“ so lange in die Flamme des Brenners gehalten, bis er völlig durchgeglüht ist. Nach dem Abkühlen faltet man das Blech wieder auf.

Beobachtung: An der Außenseite bildet sich ein dünner schwarzer Belag, der abgekratzt werden kann. Die Innenseite des Briefes bleibt glänzend rot.

Deutung: Nur an der Seite, die Kontakt mit Luftsauerstoff hatte, wird Kupfer zu Kupferoxid oxidiert. Die luftdicht verschlossene Innenseite des Briefes zeigt keine Veränderungen. Hierdurch wird belegt, dass der Sauerstoff der Luft mit dem Kupfer reagiert. An Stellen, an denen der Sauerstoff aufgrund der Faltung keinen Zutritt hatte, ist kein Kupferoxid entstanden. Bei dem schwarzen Stoff, der sich an der Außenseite des Kupferbriefes bildet, handelt es sich um das Reaktionsprodukt von Kupfer und Sauerstoff. Analog zum Kohlenstoffdioxid und Magnesiumoxid heißt der Stoff Kupferoxid. Bei Bedarf kann zusätzlich die Leitfähigkeit von Kupfer und Kupferoxid verglichen werden.

Didaktische Anmerkung:


Sollte von den Lernenden die Vermutung geäußert werden, dass es sich beim schwarzen Kupferoxid um Ruß handelt, so kann man dieses überprüfen, indem versucht wird, den schwarzen Belag vom Kupferblech abzuwischen. Weiterhin ist es möglich, mit Hilfe einer Kerze ein Kupferblech zu berußen und dieses erneut in die entleuchtete Brennerflamme zu halten. Der

Rußfleck „verschwindet“, Ruß reagiert mit Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid. Anschließend ist das Kupferblech dennoch gleichmäßig mit einem schwarzen Belag, dem Kupferoxid, überzogen. Man kann den Versuch auch wiederholen und leicht variieren. Dazu wird das Blech waagrecht in die Flamme gehalten, so dass nur die Unterseite mit der Flamme direkt in Kontakt kommt. Das Ergebnis dieses Versuchs ist jedoch auch, dass sich beide Seiten schwarz färben.

Schon in Versuch 10 wurde gezeigt, dass unterschiedliche Metalle unterschiedlich heftig mit Luftsauerstoff reagieren. Die Frage ist nun, ob die Heftigkeit der Reaktion wirklich nur vom jeweiligen Metall abhängt. Um dieses zu problematisieren, bietet es sich an, eine Vorratsflasche mit Eisenpulver zu zeigen oder das Gefahrstoffsymbol von Eisenpulver im Chemikalien-Katalog nachzuschlagen. Eisenpulver ist mit dem Gefahrstoffsymbol F (leicht entzündlich) gekennzeichnet. Ist Eisen doch brennbar? Um das herauszufinden, wird Eisenpulver in eine Flamme gestreut.

### **Versuch 12a: Verbrennen von Eisenpulver\***

Geräte: Salzstreuer, feuerfeste Unterlage

Chemikalien: Eisenpulver (GHS02 )

Durchführung: Man lässt Eisenpulver von oben (beispielsweise aus einem Salzstreuer) durch die Flamme des angeschrägten Brenners auf die feuerfeste Unterlage rieseln.

Beobachtung: Das Eisenpulver reagiert heftig. Es verbrennt ähnlich einer Wunderkerze oder eines Feuerwerkes unter Funkensprühen.

Deutung: Im Gegensatz zu Eisenbahnschienen, Bratpfannen oder Nägeln aus Eisen verbrennt Eisenpulver tatsächlich. Es handelt sich um die gleiche Reaktion wie bei dem Eisennagel in Versuch 10, allerdings verläuft sie viel heftiger. Der Grund dafür ist die wesentlich bessere Durchmischung von Eisen mit Sauerstoff. Der größere Zerteilungsgrad des Eisenpulvers verbessert den Kontakt bzw. die Durchmischung mit Sauerstoff.

#### Didaktische Anmerkung:

Es ist herauszuarbeiten, dass der deutlich größere Zerteilungsgrad des Eisenpulvers die Ursache für die heftigere Reaktion gegenüber der des Eisennagels ist. Als Vergleich kann man die Vorgänge beim Entzünden eines Kamins oder eines Lagerfeuers heranziehen. Üblicherweise werden auch hier zunächst die kleinen Holzspäne entzündet. Erst später legt man dickere Holzscheite nach.

Um den Einfluss des Zerteilungsgrades auf die Heftigkeit einer Reaktion noch deutlicher hervorzuheben, sollte anschließend auch die Brennbarkeit von Eisenwolle untersucht werden.

## Versuch 12b: Verbrennen von Eisenwolle

Geräte: feuerfeste Unterlage, Tiegelzange

Chemikalien: Eisenwolle

Durchführung: Die Eisenwolle wird kurz in die Brennerflamme gehalten.

Beobachtung: Die Eisenwolle lässt sich mit einer kleinen Brennerflamme entzünden und verbrennt deutlich sichtbar unter Aufglühen einzelner „Wolffäden“. Das grau-glänzende Eisen reagiert zu einem schwarzen Stoff.

Deutung: Eisen reagiert zu Eisenoxid. Wie von den Schülerinnen und Schülern wahrscheinlich erwartet, liegt die Heftigkeit der Reaktion von Eisenwolle mit dem Luftsauerstoff zwischen der des Eisenpulvers und der des Eisennagels. Dieses geht einher mit dem jeweiligen Zerteilungsgrad von Eisen und der damit verbundenen unterschiedlichen Durchmischung mit Luftsauerstoff.

Didaktische Anmerkung:

Beide Versuche zeigen, dass die Entzündung und die Heftigkeit eines Verbrennungsprozesses nicht nur vom eingesetzten Material, sondern auch von dessen Zerteilungsgrad abhängt. Dieses kann sogar dazu führen, dass Stoffe, von denen man es ursprünglich nicht erwartet hätte, in fein zerteiltem Zustand leicht entzündlich sind und heftig verbrennen.

Wie im Vorfeld zu erkennen war, entsteht bei den bisher betrachteten Verbrennungen immer Kohlenstoffdioxid und Wasser. Die Brennstoffe verschwinden scheinbar. Lediglich bei Holz oder qualitativ minderwertiger Kohle bleibt ein „Abfall“ in Form von Asche übrig. Im Gegensatz dazu ist beim Verbrennen von Eisenwolle kein „Verschwinden“ zu beobachten. Selbst die Form der Eisenwolle ist weitestgehend erhalten.

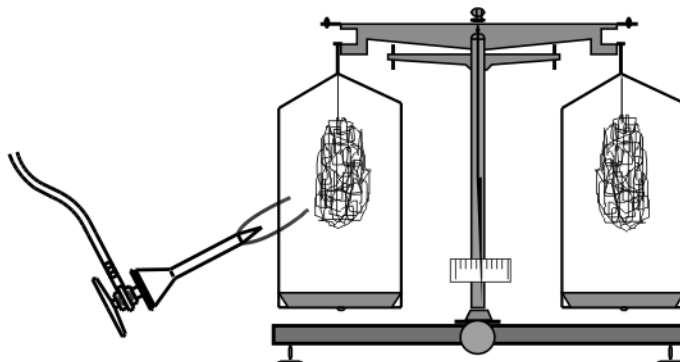
Da den Schülerinnen und Schülern die alltäglichen Verbrennungen geläufig sind und sie Verbrennungsprozesse oftmals mit einer Massenabnahme des Brennstoffs verbinden, wäre es nun interessant zu untersuchen, ob auch bei der Verbrennung der Eisenwolle, die ja ohne sichtbares „Verschwinden“ verbrennt, eine Massenabnahme zu beobachten ist.

## Versuch 13: Verbrennen von Eisenwolle an der Balkenwaage

Geräte: Balkenwaage

Chemikalien: Eisenwolle, Sand

Versuchsaufbau:



Durchführung: An beiden Seiten der Balkenwaage wird jeweils ein gleich schweres, lockeres Knäuel Eisenwolle befestigt. Wenn nötig, tariert man die Waage mit Sand aus. Nun streicht man mit der entleuchteten Flamme des Brenners kurz über die Eisenwolle auf der einen Seite und beobachtet den Zeigerausschlag. Anschließend verfährt man auf der zweiten Seite genauso.

Beobachtung: Die Eisenwolle verbrennt unter Glüherscheinung und die Farbe ändert sich von metallisch glänzend nach schwarz. Die Masse der Eisenwolle nimmt beim Verbrennen zu. Wird auch das zweite Knäuel entzündet, so befindet sich die Waage anschließend wieder nahezu im Gleichgewicht.

Deutung: Bei der Verbrennung von Eisen nimmt dessen Masse offensichtlich zu. Dies bedeutet, dass das Eisen mit dem Sauerstoff reagiert und das Reaktionsprodukt Eisenoxid schwerer ist als der Ausgangsstoff Eisen. Folglich müssen das Eisen und der Sauerstoff sich miteinander verbunden haben.

Didaktische Anmerkung:

Die Lernenden erkennen, dass bei der Verbrennung von Eisen die Masse zunimmt. Dass Eisenoxid schwerer als Eisen ist, lässt sich dadurch erklären, dass Sauerstoff als Ausgangsstoff zunächst nicht mitgewogen wurde, beim Eisenoxid jedoch „mit in die Waagschale fällt“.

Falls erforderlich, kann anhand des folgenden Versuches die Massenabnahme bei der Verbrennung einer Kerze noch einmal gezeigt werden.

## **Versuch 14: Verbrennen einer Kerze auf der Waage**

Geräte: analoge oder digitale Laborwaage (Genauigkeit: mindestens 0,01 g)

Chemikalien: Kerze

Durchführung: Man stellt eine Kerze auf eine Laborwaage, notiert sich die Masse und zündet die Kerze an. Nun beobachtet man die Massenveränderung.

Beobachtung: Die Masse der Kerze nimmt ab.

Deutung: Die Massenabnahme ist damit zu erklären, dass aus den brennenden Wachsdämpfen Kohlenstoffdioxid und Wasser als gasförmige Produkte entstehen, sich in der Umgebung verteilen und nach der Verbrennung nicht mehr mitgewogen werden.

Didaktische Anmerkung:


Wie erwartet sehen die Schülerinnen und Schüler, dass die Masse der Kerze bei der Verbrennung abnimmt. Sie können die Massenabnahme auch schon mit der Entstehung gasförmiger Produkte in Zusammenhang bringen und somit begründen.

Bei beiden betrachteten Reaktionen ändert sich die Masse. Bei der Verbrennung der Kerze nimmt sie ab, die Kerze wird leichter. Bei der Eisenverbrennung steigt die Masse, Eisenoxid ist also schwerer als Eisen. Die Frage ist nun, ob diese Beobachtungen im Widerspruch zueinander stehen, oder ob sich die Phänomene auf einfache Art und Weise erklären lassen. Die Schülerinnen und Schüler wissen, dass für die Verbrennung Luftsauerstoff ein Ausgangsstoff ist, dieser aber auf der Waage nicht mitgewogen wird. Die Reaktionsprodukte bei der Verbrennung der Kerze sind zwei gasförmige Stoffe, die

sich nach der Reaktion im Raum verteilen und deren Masse nach der Reaktion auch nicht mehr gemessen wird. Um nun die beiden Reaktionen besser miteinander vergleichen zu können, ist es zumindest erforderlich, auch die Verbrennungsprodukte der Kerze aufzufangen und mitzuwiegen. In Anlehnung an einen Vorschlag von Obendrauf [3] soll dazu die im Folgenden beschriebene Apparatur verwendet werden. Als mögliches „Auffangmittel“ für Kohlenstoffdioxid und Wasser kann man den Schülerinnen und Schülern nun ein weiteres Alltagsprodukt, festes „Rohrfrei“, vorstellen. Dieses Stoffgemisch besteht zu etwa 50 % aus Natriumhydroxid, einem Stoff, der in der Lage ist, sowohl Kohlenstoffdioxid als auch Wasser zu binden. Damit dieses auch geschieht, stellt man die brennende Kerze unter eine Art „Gasfang“, auf dessen oberer Öffnung sich ein Sieb mit „Rohrfrei“ befindet. Ein solcher „Gasfang“ lässt sich aus einer PET-Getränkeflasche (z.B. Cola oder Sprite) leicht selbst herstellen.

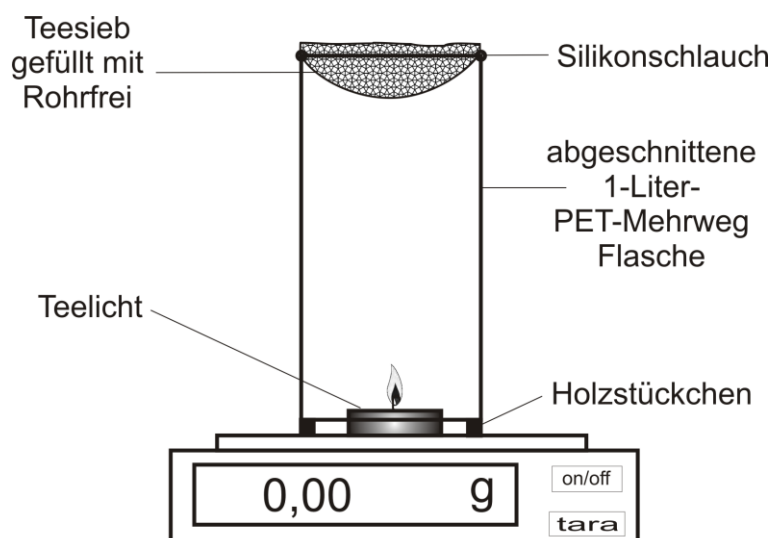
### Versuch 15: Verbrennen einer Kerze unter einem „Gasfang“\*

Geräte: digitale Laborwaage (Genauigkeit: mindestens 0,01 g), präparierte 1-L-PET-Mehrwegflasche, drei Holz- oder Kunststoffstücke, passendes, möglichst leichtes Teesieb aus Metall, Silikonschlauch

Chemikalien: Teelicht, „Rohrfrei“ (GHS05 )

Vorbereitung: Die PET-Flasche muss am oberen und unteren Ende so abgeschnitten werden, dass sie unten auf die Waage passt und sich oben das Teesieb gut aufsetzen lässt. Es ist zu empfehlen, den Zylinder, den die abgeschnittene Flasche bildet, möglichst lang zu halten. Um ein durch aufsteigende Wärme verursachtes, frühes Verformen der PET-Flasche zu verhindern, kann ein aufgeschnittener Silikonschlauch das Distanzstück zwischen Flasche und Teesieb bilden. Nun stellt man das Teelicht auf die Waage, die drei Holz- bzw. Kunststoffstücke darum und die abgeschnittene PET-Flasche auf die Stücke. Es sollte zwischen Waage und PET-Flasche ein mindestens 0,5 cm breiter Schlitz sein, durch welchen Luft strömen kann. Das mit „Rohrfrei“ gefüllte Sieb wird auf die Flasche aufgesetzt.

Versuchsaufbau:





Durchführung: Man entzündet das Teelicht auf der Waage und stülpt den Gasfang darüber. Nun wird die Waage auf Null tariert und 3-4 min beobachtet.

Beobachtung: Innerhalb von 3-4 min nimmt die Masse um 70-80 mg zu.

Deutung: Wenn man die Produkte bei der Verbrennung einer Kerze auffängt und mitwiegt, nimmt die Gesamtmasse zu. Ursache dafür ist die Tatsache, dass der Luftsauerstoff als Ausgangsstoff zunächst nicht mitgewogen wird, dann aber als Bestandteil der Reaktionsprodukte mit in die Massenbilanz eingeht und für die festgestellte Massenzunahme sorgt.

Die Massenzunahme ist sicherlich auch auf die hygroskopische Wirkung des „Rohrfreis“ zurückzuführen. Wiederholt man diesen Versuch, ohne die Kerze dabei zu entzünden, so nimmt die Masse des Systems jedoch nur um etwa 30 mg zu.

Didaktische Anmerkung:

Es gilt zu erkennen, dass die vorher festgestellte Massenabnahme bei der Verbrennung der Kerze tatsächlich nur darauf zurückzuführen ist, dass man die Reaktionsprodukte im Unterschied zur Verbrennung von Eisenwolle nicht mitgewogen hat.

Nun kann problematisiert werden, ob man in den vorangegangenen Versuchen tatsächlich alle an der Reaktion beteiligten Stoffe von der Masse her erfasst hat. Es wird sich rasch herausstellen, dass bisher der Sauerstoff als Reaktionspartner noch nicht mitgewogen wurde. Um auch dieses zu realisieren, könnte von den Schülerinnen und Schülern der Vorschlag kommen, alle an der Reaktion beteiligten Ausgangsstoffe und Produkte in ein geschlossenes Gefäß „einzusperren“. Möglicherweise gelingt es ihnen auch, eine geschlossene Apparatur zu entwickeln und die Masse der gesamten Apparatur vor und nach der Reaktion zu ermitteln. Da es problematisch ist, eine Kerze in einer geschlossenen Apparatur zu entzünden, werden Streichhölzer oder Eisenwolle als Untersuchungsobjekt herangezogen.

### **Versuch 16: Gesetz von der Erhaltung der Masse\***

Geräte: 2 Reagenzgläser (16 x 160 mm), 2 Luftballons, Digitalwaage mit einer Genauigkeit von 0,1 g, Reagenzglasklammer

Chemikalien: 3-4 Streichholzköpfe, Eisenwolle

Durchführung: In das Reagenzglas werden 3 oder 4 Streichholzköpfe gegeben und das Glas mit einem Luftballon verschlossen. Nachdem man das Reagenzglas mit Luftballon gewogen hat, erhitzt man so lange, bis sich die Streichholzköpfe entzünden. Nach dem Abkühlen auf Raumtemperatur wird erneut gewogen. Mit Eisenwolle verfährt man analog. Man gibt ca. 2 cm hoch Eisenwolle in das Reagenzglas, verschließt es mit dem Luftballon, wiegt es und erhitzt anschließend so stark, dass eine Reaktion zwischen Eisenwolle und Luftsauerstoff stattfindet. Nach dem Abkühlen wird auch hier erneut gewogen.

Beobachtung: Die Streichhölzer entzünden sich im Reagenzglas und verbrennen. Der Luftballon fängt die Verbrennungsgase auf. Die Eisenwolle färbt sich beim Erhitzen schwarz. Es ist in beiden Fällen keine Massenveränderung zu beobachten.

Deutung: Bei einer chemischen Reaktion in einem geschlossenen Gefäß ändert sich die Gesamtmasse nicht. Die Masse der Reagenzgläser mit den Ausgangsstoffen

(Streichhölzer bzw. Eisenwolle und Luftsauerstoff) ist gleich der Masse der Reagenzgläser mit den Reaktionsprodukten (Verbrennungsgase bzw. Eisenoxid).



Didaktische Anmerkung:

Dieses einfache Experiment dient dazu, das Gesetz von der Erhaltung der Masse einzuführen. Es wurde im 18. Jahrhundert von Lomonossow und Lavoisier entdeckt. Es besagt, dass „...**bei allen chemischen Vorgängen die Gesamtmasse der an der Reaktion beteiligten Stoffe konstant bleibt.**“ [4]. Bei diesem Gesetz handelt es sich um eines der grundlegenden Gesetze der Chemie. Man könnte an dieser Stelle auch den klassischen Versuch zur Erhaltung der Masse von Robert Boyle durchführen. Da der Verbrauch von Sauerstoff bei der Verbrennung jedoch schon thematisiert wurde, soll anhand der beschriebenen Versuche nur auf die Massenerhaltung während der chemischen Reaktion eingegangen werden.

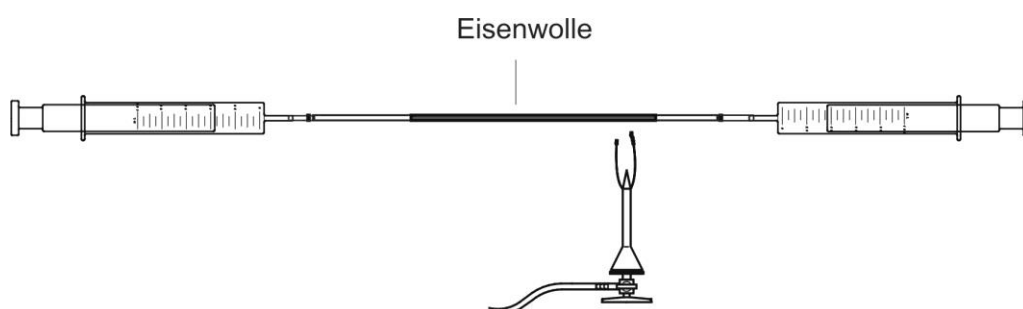
In den vorangegangenen Versuchen war immer wieder vom „Sauerstoffverbrauch“ die Rede. Es stellt sich die Frage, wie groß der Sauerstoffanteil der Luft denn überhaupt ist. Den Schülerinnen und Schülern ist bereits bekannt, dass es sich bei der uns umgebenden Luft um ein Stoffgemisch handelt und dieses nur einen bestimmten Anteil Sauerstoff enthält. Da sie wissen, dass Eisen sich mit Sauerstoff verbindet und dieser dabei „verbraucht“ wird, kann es ihnen nun gelingen, einen Versuchsaufbau zu entwickeln, mit dem es möglich ist, den Sauerstoffgehalt der Luft zu bestimmen.

### Versuch 17: Bestimmung des Sauerstoffgehaltes der Luft\*

Geräte: Verbrennungsrohr ( $\varnothing$  6 mm, Länge: 20 cm), 2 100-mL-Kolbenprober, Schlauchstückchen, 25-mL-Becherglas, Glasrohr, kleiner Kerzenstumpf

Chemikalien: Eisenwolle, Glaswolle, Kalkwasser (GHS05 , GHS07 )

Versuchsaufbau:



Durchführung: Das Verbrennungsrohr wird weitgehend mit Eisenwolle gefüllt und diese an beiden Enden des Rohres mit Glaswolle fixiert. Über zwei kurze Schlauchstücke verbindet man die Kolbenprober, von denen einer auf Null steht und der andere mit 100 mL Luft gefüllt ist, mit dem Verbrennungsrohr. Die Kolbenprober werden eingespannt und die Apparatur auf Dichtheit überprüft.

Nun erhitzt man die Eisenwolle im Verbrennungsrohr kräftig und „schiebt“ die Luft aus dem Kolbenprober mehrmals darüber. Nach dem Start der Reaktion kann der Brenner entfernt werden. Kommt die Reaktion zum Erliegen, wird die Prozedur so lange

wiederholt, bis keine Reaktion mehr erkennbar ist und das Gasvolumen sich nicht mehr verändert. Nach dem Abkühlen auf Zimmertemperatur ist das Restvolumen abzulesen.

Anschließend leitet man das Restgas in das Becherglas, in dem ein Kerzenstumpf brennt. Sollte von Seiten der Lernenden der Gedanke geäußert werden, dass es sich bei dem Restgas um Kohlenstoffdioxid handelt, so leitet man wenige Milliliter durch Kalkwasser.

Beobachtung: Nach starkem Erhitzen glüht die Eisenwolle hell auf und reagiert unter Licht- und Wärmeabgabe mit dem Sauerstoff der Luft. Das Gasvolumen in den Kolbenprobern nimmt ab und beträgt nach Beendigung der Reaktion noch 79 mL. Leitet man das Restgas in das Becherglas mit der brennenden Kerze, so erstickt diese. Das Kalkwasser zeigt nach Durchleiten des Restgases keine Trübung.

Deutung: Das Eisen reagiert mit dem Luftsauerstoff unter Licht- und Wärmeabgabe zu Eisenoxid. Von 100 mL eingesetzter Luft befinden sich nach der Reaktion nur noch 79 mL im Kolbenprober. Das bedeutet, dass 21 mL der Luft mit dem Eisen reagiert haben und aus der Luft „entfernt“ wurden. Leitet man nun das Restgas in das Becherglas mit der brennenden Kerze, erlischt diese. Aus diesen Beobachtungen lässt sich schlussfolgern, dass in 100 mL Luft 21 mL Sauerstoff enthalten sind. Die restlichen 79 mL Gas ersticken die Kerzenflamme. Hierbei handelt es sich hauptsächlich um Stickstoff. Der Sauerstoffanteil der Luft beträgt somit 21 %.

#### Didaktische Anmerkung:

Der Begriff „Volumenanteil“ ist kein Alltagsbegriff und den meisten Schülerinnen und Schülern wenig bekannt. Wesentlich geläufiger ist ihnen der Begriff der „Konzentration“. Man spricht bei großer Ozonbelastung in von einer hohen „Ozon-Konzentration“ oder an Autobahnen allgemein von einer hohen „Schadstoff-Konzentration“. Aus diesem Grunde soll in den folgenden Ausführungen der den Lernenden geläufige Konzentrationsbegriff als Synonym für den Begriff „Volumenanteil“ verwendet werden. Eine quantitative Betrachtung von Konzentrationsangaben und eine fachwissenschaftliche Definition des Begriffes findet jedoch vorerst nicht statt.

#### **Zusammenfassung:**

An dieser Stelle ist es nun möglich, auch auf weitere Reaktionen von Metallen mit Luft einzugehen. Die schwarze Verfärbung (Anlaufen) von Kirchendächern und Dachrinnen aus Kupfer und auch das Rosten von Eisen ist den Schülerinnen und Schülern bekannt. Alle diese Reaktionen laufen auch bei den uns umgebenden Temperaturen ab, jedoch entsprechend langsamer. Dabei entstehen Stoffe, die man als Oxide bezeichnet. An dieser Stelle soll Folgendes festgehalten werden:

#### **Reagiert ein Stoff mit Sauerstoff, so entsteht dabei ein Oxid.**

Die Metalle reagieren zum entsprechenden Metalloxid, der Kohlenstoff reagiert zu Kohlenstoffdioxid und Brennstoffe verbrennen zu Kohlenstoffdioxid und Wasser.

Falls von den Schülerinnen und Schülern Fragen zum Anlaufen von Silber und zu der Bildung von Patina auf Kupferdächern gestellt werden, ist es wichtig zu klären, dass diese Prozesse nicht auf die Bildung von Oxiden zurückzuführen sind. Eine genauere Betrachtung der genannten Vorgänge ist an dieser Stelle im Unterrichtsgang nicht

sinnvoll, da eine korrekte Klärung für die Lernenden zu diesem Zeitpunkt nicht verständlich ist. Auch das Rosten von Eisen, bei dem genauer betrachtet nicht nur Sauerstoff, sondern auch Wasser und gelöste Salze eine große Rolle spielen, sollte hier angeführt werden.

Da in den vorangegangenen Versuchen der Begriff „Oxid“ häufig aufgetaucht ist, sollte spätestens jetzt eine erste Klärung des Begriffes der „Oxidation“ erfolgen. Der Begriff der Oxidation ist in der Fachwissenschaft mit zwei Bedeutungen belegt. Auf die klassische Chemie zurückgehend bezeichnet man eine Reaktion mit Sauerstoff als eine Oxidation. Im letzten Jahrhundert wurde der Begriff erweitert bzw. neu definiert und auf Elektronenübergänge und die damit verbundene Änderung der Oxidationszahl bezogen. Hiernach sind alle Reaktionen, bei denen die Oxidationszahl eines Elementes positiver wird, Oxidationen. Dieser erweiterte Begriff spielt an dieser Stelle noch keine Rolle, die Klärung des Begriffes Oxidation muss aus den aufgeführten Gründen jedoch so formuliert sein, dass sie der später einzuführenden Erweiterung nicht widerspricht. Aus diesem Grund sollte man nicht etwa die Oxidation als eine Reaktion mit Sauerstoff charakterisieren, sondern wie folgt formulieren:

### **Die Reaktion mit Sauerstoff nennt man eine Oxidation.**

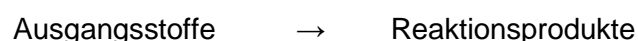
Diese Formulierung eröffnet die Möglichkeit, den Begriff „Oxidation“ später auf andere Reaktionen, wie zum Beispiel die Reaktion von Natrium mit Chlor (Die Reaktion von Natrium mit Chlor nennt man auch eine Oxidation.), oder auch auf eine Reaktion mit Änderung der Oxidationszahlen anzuwenden. Es besteht weiterhin die Möglichkeit, schon an dieser Stelle den Schülerinnen und Schülern mitzuteilen, dass es noch andere „sauerstofflose“ Oxidationsreaktionen gibt, diese aber erst im späteren Verlauf des Unterrichts betrachtet werden.

Außerdem ist es sinnvoll, an dieser Stelle auch den Alltagsbegriff „Verbrennung“ zu thematisieren, die Besonderheiten von Verbrennungen zu klären und die Begriffe „Verbrennung“ und „Oxidation“ zusammenzuführen.

### **Verbrennung ist die Bezeichnung für eine Oxidation, die mit sehr hoher Geschwindigkeit unter Abgabe von Wärme und Licht abläuft.**

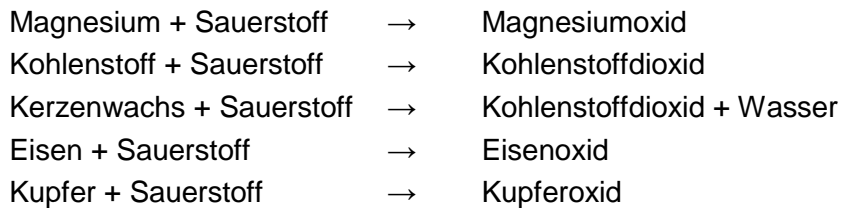
Im Anschluss an diese Ausführungen können einfache Wortgleichungen, die die betrachteten Prozesse „chemisch“ darstellen, eingeführt werden.

Allgemein gilt:



Die Ausgangsstoffe reagieren zu den Reaktionsprodukten. Der Pfeil steht für „reagiert zu“ und gibt dabei die Richtung an, in welche die Stoffumwandlung erfolgt.

An konkreten Beispielen bedeutet das:



Insgesamt sollten bis zu diesem Punkt der Unterrichtseinheit folgende Zusammenhänge erarbeitet worden sein:

- Brennstoffe reagieren mit dem Sauerstoff der Luft zu Kohlenstoffdioxid und Wasser.
- Elemente wie Magnesium, Kupfer und Kohlenstoff reagieren mit Luftsauerstoff zu ihren Oxiden.
- Die Reaktion mit Sauerstoff nennt man eine Oxidation.
- Bei der chemischen Reaktion ist die Masse von Ausgangsstoffen und Reaktionsprodukten konstant.
- Der Zerteilungsgrad der Ausgangsstoffe beeinflusst den Ablauf der chemischen Reaktion.
- Die Luft ist ein Gasgemisch, das zu 21 % aus Sauerstoff, zu 78 % aus Stickstoff und zu 1 % aus anderen Gasen besteht.
- Verbrennungen sind besondere Oxidationsreaktionen, die mit hoher Geschwindigkeit unter Abgabe von Wärme und Licht ablaufen.

Nachdem verschiedene Verbrennungsvorgänge an der Luft betrachtet wurden, soll nun der Sauerstoff eine zentrale Stellung einnehmen.

### 3.3 Reaktionen mit reinem Sauerstoff

Der Sauerstoff ist den Schülerinnen und Schülern aus dem Biologieunterricht als Atemgas schon seit langem bekannt. In den vergangenen Ausführungen wurde er nun auch als Gas eingeführt, welches für die Verbrennung notwendig ist. Als Sauerstoffquelle nutzte man ausschließlich die 21 % Luftsauerstoff.

Fragt man die Lernenden, wo ihnen Sauerstoff im Alltag noch begegnet, so kennen eventuell einige von ihnen die Sauerstofftherapie, Sauerstoffwasser oder vielleicht auch die Sauerstoffflasche im „Erste-Hilfe-Wagen“. Möglicherweise fällt aber auch der Begriff des „Aktivsauerstoffs“ in Waschmitteln. Besonders in letzter Zeit werden diese Produkte stark beworben. Sie sollen chlorfrei bleichen und Flecken entfernen. Öffnet man eine Packung eines solchen Waschmittels, sieht man ein weißes Pulver und es stellt sich die Frage, was dieses Pulver mit dem farblosen, geruchlosen Gas gemeinsam hat. Eine spontane Erklärung ist schwer zu finden und aus diesem Grunde bietet es sich an, das Pulver zunächst in seiner ursprünglichen Funktion, nämlich als Waschmittel, zu untersuchen.

## Versuch 18: Beseitigung eines Rotweinflecks mit einem Oxi-Reiniger

Geräte: Dreifuß mit Ceranfeld, 600-mL-Becherglas, ein mit einem Rotweinfleck verschmutztes weißes Tuch (ca. 8 x 8 cm), Pinzette, Thermometer

Chemikalien: Oxi-Reiniger (GHS07 ) , Rotwein

Durchführung: Auf dem Ceranfeld erhitzt man in dem Becherglas ca. 150 mL Leitungswasser auf 60-70 °C. Dann gibt man ½ Messlöffel (ca. 10 g) des Reinigers in das Wasser und taucht den verschmutzten Lappen hinein.

Beobachtung: Kurze Zeit nachdem man den Reiniger ins Wasser gegeben hat, kann man eine Gasentwicklung beobachten. Es bildet sich eine Schaumkrone auf der Waschlauge. Der Rotweinfleck verfärbt sich braun-gelblich und verblasst innerhalb der nächsten 10 min. Nach spätestens 15 min ist er völlig verschwunden.

Deutung: Die waschaktive Substanz ist offensichtlich in der Lage, den Rotweinfleck zu entfernen. Die aufsteigenden Gasbläschen und die Bildung von Schaum lassen darauf schließen, dass beim Waschvorgang aus dem Waschmittel ein Gas freigesetzt wird. Da schon der Packungsbeilage zu entnehmen ist, dass das Pulver „Aktivsauerstoff“ enthält, handelt es sich bei diesem Gas aller Wahrscheinlichkeit nach um Sauerstoff.


### Didaktische Anmerkung:

Die Schülerinnen und Schüler erkennen, dass aus dem weißen Pulver beim Waschvorgang ein Gas freigesetzt wird. Außerdem sieht man nach ca. 10 min, dass der Rotweinfleck aus dem weißen Tuch entfernt wurde.

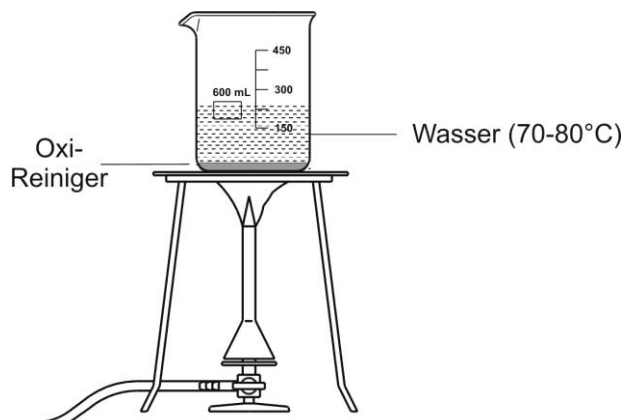
Die Vermutung, dass es sich beim freigesetzten Gas um Sauerstoff handelt, kann im nächsten Versuch bestätigt werden. Falls die Spanprobe noch nicht bekannt ist, könnten die Schülerinnen und Schüler zum Nachweis von Sauerstoff verschiedene Verbrennungsreaktionen vorschlagen. Man sollte sich alle sinnvollen Hinweise notieren und ausprobieren.

## Versuch 19: „Brennender Schaum“\*

Geräte: Heizplatte mit Magnetrührer, Rührfisch, Thermometer, 600-mL-Becherglas

Chemikalien: Oxi-Reiniger (GHS07 ) , Spülmittel-Lösung (herkömmliches Spülmittel 1:4 mit Wasser verdünnt, kein Konzentrat!), brennbares Material wie Holz, Pappe oder Papier

Versuchsaufbau:



Durchführung: Auf der Heizplatte werden ca. 150 mL Leitungswasser unter Rühren auf 70-80 °C erhitzt. Ist die Temperatur erreicht, gibt man 4 g des Oxi-Reinigers ins Wasser und wartet, bis eine deutliche Schaumbildung einsetzt. Bei geringer Schaumbildung oder sehr feinporigem Schaum kann zusätzlich 1 Tropfen des verdünnten Spülmittels dazugegeben werden. In den gröberen Schaum (der nach spätestens 1 min vorhanden ist) hält man nun einen glimmenden Span oder andere glimmende Materialien wie z.B. Papier.

Beobachtung: In der Waschlauge kommt es zur Gasentwicklung. Es bilden sich zunächst sehr feinporige, später gröbere Schaumblasen. „Sticht“ man mit einem Span oder anderen glimmenden Materialien in die großen Schaumblasen, so entzünden sich diese und es entsteht der Eindruck, der Schaum brenne.

Deutung: Sauerstoff selbst ist nicht brennbar, fördert aber die Verbrennung. Je höher der Sauerstoffanteil im Gasmisch, desto heftiger ist auch die Verbrennung. Der glimmende Span und auch glimmendes Papier entzünden sich, können wieder gelöscht werden und entzünden sich von neuem.

Didaktische Anmerkung:

Es wird gezeigt, dass sich aus dem Waschmittel Sauerstoff freisetzen lässt, dieser, im Vergleich zur Luft, die Verbrennung nicht nur unterhält, sondern sie fördert und glimmende Materialien wieder „Feuer fangen“.

Da sich von allen festen brennbaren Stoffen der glimmende Span am leichtesten handhaben lässt, ist es sinnvoll, an dieser Stelle die Spanprobe als den typischen Nachweis für Sauerstoff einzuführen.

Wenn beim Erhitzen des Oxi-Reinigers in Wasser Sauerstoff freigesetzt wird, liegt es nahe zu untersuchen, ob die Hitze oder das Wasser für die Sauerstofffreisetzung notwendig ist. Gibt man den Reiniger in kaltes Wasser, so ist keine nennenswerte Gasentwicklung zu beobachten. Aus diesem Grund soll im nächsten Versuch der feste Reiniger erhitzt werden.

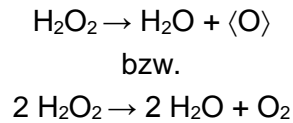
**ACHTUNG! HINWEIS:**

Auf den Verpackungen ist in den meisten Fällen angegeben, dass diese Reiniger mehr als 30 % Bleichmittel auf Sauerstoffbasis enthalten. Bei dem Bleichmittel handelt es sich in der Regel um Natriumcarbonat-Wasserstoffperoxid-Anlagerungsverbindungen bzw. -komplexe, die korrekt als Natriumcarbonat-Peroxohydrat bezeichnet werden müssten. Aus historischen Gründen wird in unspezifischer Weise aber häufig auch der Name Natriumpercarbonat verwendet. Die durchschnittliche Zusammensetzung der im Handel erhältlichen Ware kann mit  $2 \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}_2$  angegeben werden [1] und enthält zwischen 13,4 und 14,5 % „aktiven“ Sauerstoff (theoretisch 15,2 %) [5].

Gibt man Natriumcarbonat-Peroxohydrat in Wasser, so wird nach



Wasserstoffperoxid freigesetzt, welches dann als Bleichmittel wirkt.  
In wässriger Lösung zerfällt Wasserstoffperoxid allmählich nach



Die Geschwindigkeit dieser Zerfallsreaktion nimmt sowohl mit steigender Temperatur als auch in alkalischer Lösung (Hydroxid-Ionen wirken katalytisch auf den Zerfallsprozess) zu, der in statu nascendi entstehende Sauerstoff wirkt bleichend und desinfizierend.

Nach [5] verliert Natriumcarbonat-Peroxohydrat bei trockener und kühler Lagerung maximal 0,3 % Aktivsauerstoff pro Monat, in feuchter und warmer Atmosphäre (z. B. bei 96 % relativer Luftfeuchtigkeit und 30 °C) allerdings innerhalb von 10 Tagen 82-86 %. Deshalb wird es nach der Herstellung oft zusätzlich stabilisiert. Dazu werden z. B. zu der trockenen Substanz hochdisperse Kieselsäuren in Teilchengrößen zwischen 2 und 10 µm gegeben, ein separat hergestelltes Kieselsäuresol aufgesprüht oder das Natriumcarbonat-Peroxohydrat mit Hilfe eines festen Materials umhüllt [5].

Diese Reinigungsmittel wurden ursprünglich entwickelt, um hartnäckige Farbflecken zu bleichen, die zum Beispiel durch Rotwein oder Obst verursacht wurden. Um die Produkte jedoch ständig zu „verbessern“ und sie beispielsweise auch gegen Fette einsetzen zu können, werden den Reinigern seit einiger Zeit immer mehr Tenside und Enzyme zugefügt.

Dieses hat zur Folge, dass beim Erhitzen der neueren Generationen von Oxi-Reinigern nicht mehr fast ausschließlich Sauerstoff als gasförmiger Stoff freigesetzt wird, wie es bei den ursprünglichen und nur auf die Bleichwirkung abzielenden Produkten der Fall war. Durch die thermische Zersetzung der Tenside und Enzyme sind nun in der Gasphase auch vermehrt Kohlenstoffdioxid und gasförmige Crackprodukte enthalten, die den Einsatz dieser Reiniger als Sauerstoffquelle nicht mehr grundsätzlich und komplikationslos zulassen. Abhilfe ist allerdings auf zwei Wegen möglich:

1. Bei mehreren Reinigern ist ein deutlicher Unterschied in der Körnung der einzelnen Bestandteile zu beobachten (Domol „oxi Aktivkraft“, AS „Oxy“, Heitmann „OXI“). Bei den grobkörnigen Bestandteilen handelt es sich in der Regel um das Natriumcarbonat-Peroxohydrat, bei den eher feinkörnigen Bestandteilen um die zugesetzten Tenside und Enzyme. Braucht man nun, wie in unseren Experimenten, das Bleichmittel möglichst ohne weitere Zusätze, so lässt es sich durch Sieben abtrennen. Wichtig ist allerdings die richtige Porengröße des Siebes! Unseren Erfahrungen nach eignen sich in besonderem Maße die Teesiebe der Firma Fackelmann®, mit denen man problemlos die für das Experiment nicht erwünschten Bestandteile durch mehrfaches Schütteln abtrennen kann. Im Sieb verbleibt dann das für das Experiment einsetzbare Bleichmittel weitgehend ohne weitere störende Zusatzstoffe. Der umwelt- und natürlich auch preisbewusste Experimentator wird die anderen Bestandteile beim Sieben selbstverständlich auffangen



und sie einer weiteren Verwertung zuführen, schließlich kann man damit zumindest noch Fettflecken entfernen.

2. Nach Hinweis eines Kollegen haben wir festgestellt, dass in vielen Öko-Geschäften einzelne Waschmittel-Komponenten vertrieben werden. Dazu gehören auch Bleichmittel auf Sauerstoffbasis (z.B. Ecover® oder Sodasan®). Diese Bleichmittel enthalten keine Tenside, Enzyme oder andere ähnliche Bestandteile und sind für die Experimente sehr gut geeignet.

**In den folgenden Versuchen sollten ausschließlich gesiebter Oxi-Reiniger oder Produkte aus dem Ökoladen wie z.B. Sodasan® oder Ecover® eingesetzt werden.**

### **Versuch 20: Sauerstoff aus trockenem Oxi-Reiniger\***

Geräte: Reagenzglas (18 x 180 mm), Reagenzglasklammer, Holzspan

Chemikalien: gesiebter Oxi-Reiniger oder Ökoprodukt (GHS07 )

Durchführung: In das Reagenzglas gibt man ca. 1 cm gesiebten Oxi-Reiniger bzw. das Ökoprodukt. Während der Reiniger erhitzt wird, hält man an die Reagenzglasöffnung einen glimmenden Span.

Beobachtung: Nach kurzem Erhitzen des Reinigers entzündet sich der glimmende Span. Die Prozedur kann nach schnellem Auspusten mehrere Male wiederholt werden.

Deutung: Auch aus trockenem Oxi-Reiniger lässt sich durch Erhitzen Sauerstoff freisetzen.

#### Didaktische Anmerkung:

Im Schülerversuch reicht schon das Erhitzen mit einer Kerze, um in vertretbarer Zeit genug Sauerstoff freizusetzen und die Spanprobe durchzuführen. Die Schülerinnen und Schüler stellen fest, dass die Erwärmung des Reinigers zur Freisetzung von Sauerstoff führt.


#### Fachliche Anmerkung:

Die Schärfe des Erhitzens hat sowohl Einfluss auf die Geschwindigkeit der Freisetzung des Gases als auch auf dessen Zusammensetzung. Je schärfer es erfolgt, desto schneller wird Gas freigesetzt, desto größer ist aber auch der Anteil an Kohlenstoffdioxid im Gasgemisch. Bei gesiebtem Oxi-Reiniger enthält das Gasgemisch auch bei scharfem Erhitzen trotzdem meist mehr als 90 % Sauerstoff.

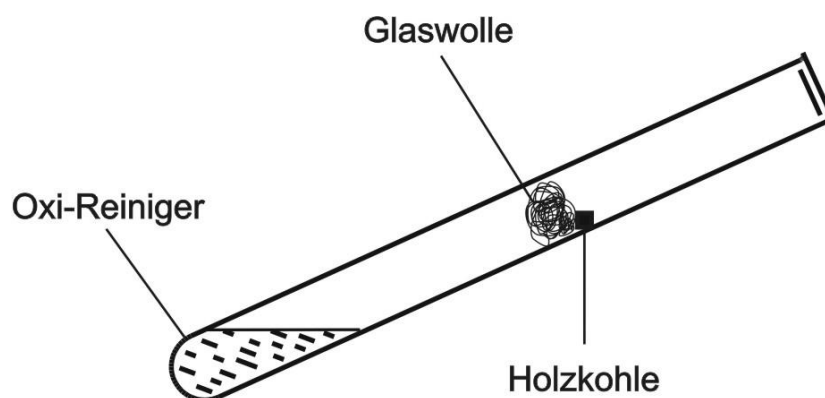
Diese Erkenntnis eröffnet nun die Möglichkeit, die Oxi-Reiniger direkt in Experimenten zur Erzeugung von Sauerstoff einzusetzen und damit herkömmliche sauerstoffreiche Verbindungen wie Kaliumpermanganat oder Wasserstoffperoxid durch einen Stoff aus dem Alltag zu ersetzen. Es besteht nun die Möglichkeit zu untersuchen, ob Verbrennungsreaktionen in reinem Sauerstoff anders, vielleicht sogar heftiger ablaufen als an der Luft. Die Spanprobe kann hier als Ausgangspunkt dienen. Wie die Schülerinnen und Schüler erfahren konnten, fängt ein glimmender Span bei Erhöhung der Sauerstoffkonzentration wieder an zu brennen. Im folgenden Versuch soll nun Sauerstoff über ein glühendes Stück Holzkohle geleitet werden.

## Versuch 21: Verbrennen von Holzkohle in einer Sauerstoff-Atmosphäre\*

Geräte: Reagenzglas (18 x 180 mm)

Chemikalien: Holzkohle (streichholzkopfgroßes Stück), gesiebter Oxi-Reiniger oder Ökoprodukt (GHS07 ) , Glaswolle

Versuchsaufbau:



Durchführung: Ein Reagenzglas wird 2 cm hoch mit gesiebttem Oxi-Reiniger befüllt. 4-6 cm darüber wird auf etwas lockerer Glaswolle das streichholzkopfgroße Stück Holzkohle gelegt und das Reagenzglas schräg eingespannt. Zunächst wird nur die Holzkohle mit dem Brenner bis zur Rotglut erhitzt, dann schwenkt man die Flamme auf den Reiniger.

Beobachtung: Die Holzkohle glüht zunächst nur mit schwacher Rotglut. Wird dann der Reiniger erhitzt, so glüht sie hell auf und verbrennt nahezu rückstandslos.

Deutung: Erhitzt man Holzkohle im Reagenzglas, so reicht der Sauerstoffanteil der im Reagenzglas vorhandenen Luft nicht für die vollständige Verbrennung der Kohle aus. Die Holzkohle glüht rot. Strömt der aus dem Oxi-Reiniger freigesetzte Sauerstoff über die rotglühende Kohle, verbrennt diese unter Weißglut und starker Wärmeabgabe nahezu rückstandslos.


### Didaktische Anmerkung:

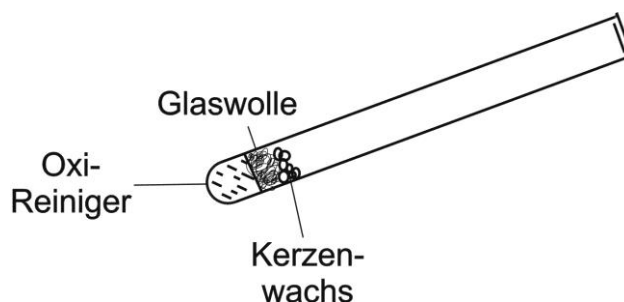
Es wird verdeutlicht, dass die Sauerstoffkonzentration die Verbrennung von Stoffen beeinflusst. Je höher die Konzentration ist, desto schneller und vollständiger verläuft die Verbrennung.

Eine weitere Bedingung, die den Ablauf einer Reaktion beeinflusst, ist der Zerteilungsgrad der reagierenden Stoffe. Diesen kennen die Lernenden schon aus dem Versuch 12, er soll im Folgenden noch einmal aufgegriffen werden. Dabei wird Kerzenwachs verbrannt. Dieses Mal jedoch nicht an der Luft, sondern in praktisch reinem Sauerstoff.

## Versuch 22: „Knalleffekt“ mit Kerzenwachs

Geräte: Reagenzglas (10 x 100 mm), Reagenzglasklammer

Chemikalien: gesiebter Oxi-Reiniger oder Ökoprodukt (GHS07 ) , Kerzenwachs, Glaswolle

Versuchsaufbau:

Durchführung: In ein kleines Reagenzglas gibt man ca. 1 cm hoch Oxi-Reiniger, darüber ein wenig Glaswolle und einige Krümel Kerzenwachs. Das Reagenzglas hält man fast waagrecht so in die Flamme des Brenners, dass Wachs und Reiniger gleichzeitig und gleichermaßen erhitzt werden.

Beobachtung: Nach kurzer Zeit verbrennt Kerzenwachs mit einem lauten Knall.

Deutung: Aus dem Alltag sind friedlich brennende Kerzen bekannt. Welchen Einfluss die Veränderung der Reaktionsbedingungen auf den Verlauf einer chemischen Reaktion hat, kann man an diesem Beispiel gut erkennen. Kerzenwachs wird verdampft und liegt nicht nur an der Spitze eines Doctes, sondern in größeren Mengen im Reagenzglas gasförmig vor. Gleichzeitig gewinnt man durch das Erhitzen des Oxi-Reinigers Sauerstoff, der sich mit dem gasförmigen Kerzenwachs mischt. Da beide Ausgangsstoffe nun im gasförmigen Zustand vorliegen, kommt es zu einer sehr guten Durchmischung. Steigt die Temperatur im Reagenzglas über die Entzündungstemperatur des Sauerstoff-Wachsdampf-Gemisches, so kommt es zu einer heftigen, explosionsartigen Reaktion.

Didaktische Anmerkung:

Die Schülerinnen und Schüler sehen, dass sich die Heftigkeit einer Reaktion verändert, wenn man Reaktionsbedingungen variiert. In diesem Versuch wird durch das Verdampfen des Wachses die Durchmischung mit Sauerstoff verbessert. Zusätzlich setzt man keine Luft mit einer Sauerstoffkonzentration von nur 21 % ein, sondern aus Oxi-Reinigern gewonnenes Gas, das bis zu 98 % Sauerstoff enthält. Die gute Durchmischung und die hohe Sauerstoffkonzentration sorgen für eine heftige Reaktion.


**Fachliche Anmerkung:**

Leider gelingt es auch dem geübten Experimentator nicht immer, dass es zu einem lauten Knall kommt. Die Erfolgswahrscheinlichkeit liegt bei 70 %. Der Grund dafür ist, dass vor Erreichen der Entzündungstemperatur im Reagenzglas ein Wachsdampf-Sauerstoff-Gemisch innerhalb der Explosionsgrenzen vorliegen muss. Wird zunächst zu viel Sauerstoff freigesetzt, kommt es nur zu einer intensiven Verbrennung. Das gleiche geschieht, wenn zunächst zu viel Wachsdampf erzeugt wird. Es kommt also darauf an, Wachsdampf und Sauerstoff möglichst gleichzeitig zu erzeugen, um ein explosionsfähiges Gemisch zu erhalten. Sollte der Versuch vom Lehrer durchgeführt werden, ist es sinnvoll, zwei Ansätze vorzubereiten. Dieser Versuch bietet sich jedoch auch hervorragend als Schülerexperiment an.

In den letzten Versuchen wurden die Oxi-Reiniger als Sauerstoffquelle genutzt und der Sauerstoff direkt im Reaktionsgefäß freigesetzt. Eine weitere Möglichkeit besteht darin, zunächst ein Gefäß mit Sauerstoff zu füllen und anschließend den zweiten Ausgangsstoff in die Sauerstoffatmosphäre zu geben. Diese Variante eignet sich hervorragend für den folgenden Versuch, in dem ein Stahldraht einer Wunderkerze ähnlich in der Sauerstoffatmosphäre verbrannt wird.

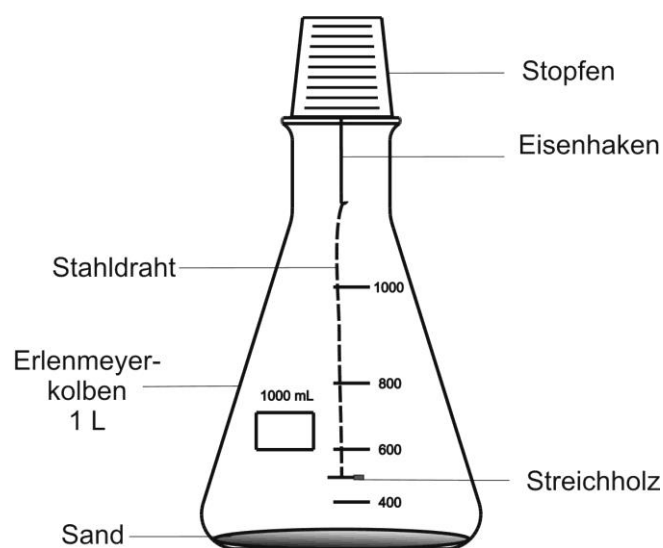
### Versuch 23: Verbrennen von Stahldraht

Geräte: 1000-mL-Erlenmeyerkolben, passender Stopfen, Stopfen (größer als die Öffnung des Erlenmeyerkolbens) mit Eisenhaken an der Unterseite, Reagenzglas (18 x 180 mm), passender durchbohrter Stopfen mit kurzem Glasrohr, passendes Stück Schlauch zur Ableitung der Gase (mindestens 50 cm lang), Holzspan

Chemikalien: gesiebter Oxi-Reiniger oder Ökoprodukt (GHS07 ) , Stahldraht (vom Topfreiniger aus Metall), Streichholz, Sand

Vorbereitung: Man gibt in den Erlenmeyerkolben so viel Sand, dass der Boden bedeckt ist. Dann entfernt man aus dem Topfreiniger zwei ca. 20 cm lange Stahldrähte und verdreht sie miteinander. Ein Ende der verdrehten Stahldrähte wird an dem Haken des großen Stopfens befestigt, das andere Ende wickelt man drei- bis viermal um ein halbiertes Streichholz. Wenn man den Stopfen auf den Erlenmeyerkolben setzt, darf das Streichholz den Sand auf dem Boden nicht berühren. Nun füllt man das Reagenzglas mit Oxi-Reiniger, setzt den durchbohrten Stopfen mit dem Glasrohr und dem Ableitungsschlauch auf, hält diesen in den Erlenmeyerkolben und erhitzt dann den Reiniger. Mit Hilfe der Spanprobe kann der Füllstand des Kolbens mit Sauerstoff ermittelt werden. Ist der Kolben vollständig mit Sauerstoff gefüllt, verschließt man ihn mit dem passenden Stopfen.

Versuchsaufbau:



Durchführung: Zunächst zündet man das am Stahldraht befestigte Streichholz an der Luft. Nachdem es erloschen ist, ersetzt man es durch ein neues, entzündet dieses, entfernt

den passenden Stopfen vom Erlenmeyerkolben und setzt zügig den großen Stopfen mit den verdrehten Stahldrähten locker auf.

Beobachtung: Während der Stahldraht sich an der Luft nicht entzünden lässt, verbrennt er in dem Kolben Funken sprühend wie eine Wunderkerze.

Deutung: Da der Sauerstoffanteil der Luft lediglich 21% beträgt, brennt der Stahldraht nicht. Bringt man ihn dagegen in eine Sauerstoffatmosphäre, so beginnt nun auch ein Stahldraht zu brennen. Der Wunderkerzen-Effekt beruht auf im Stahl enthaltenen Kohlenstoff, der beim Verbrennen zu Kohlenstoffdioxid reagiert. Durch den Druck, welchen das entstehende Gas erzeugt, werden glühende Stahlteilchen vom Draht abgesprengt.

Didaktische Anmerkung:

Der Versuch geht erneut auf Reaktionsbedingungen ein und zeigt deutlich, dass gewisse Reaktionen nur unter bestimmten Bedingungen ablaufen. Nachdem in Versuch 12 der Zerteilungsgrad betrachtet wurde, liegt nun das Augenmerk auf der Konzentration der Ausgangsstoffe. In der Luft mit einer Sauerstoffkonzentration von 21 % lässt sich Stahl nicht entzünden, in praktisch reinem Sauerstoff aus Oxi-Reinigern verbrennt Stahl gut.

Nachdem anhand der aufgeführten Versuche die Oxidationsreaktionen unter verschiedenen Reaktionsbedingungen untersucht wurden, ist es sinnvoll, die gewonnenen Erkenntnisse noch einmal zusammenzufassen und zu systematisieren. Folgende Bedingungen beeinflussen den Verlauf einer Oxidation:

- a) der Zerteilungsgrad der Ausgangsstoffe und die daraus resultierende
- b) Durchmischung der Stoffe
- c) die Temperatur und
- d) die Sauerstoffkonzentration

Die genannten Faktoren bedingen sich dabei auch gegenseitig. Steigt der Zerteilungsgrad der Ausgangsstoffe, so nimmt die Reaktionsgeschwindigkeit zu und durch den höheren Stoffumsatz steigt auch die Reaktionstemperatur an, was wiederum eine Beschleunigung der Reaktion zur Folge hat.

Die meisten der vorgestellten Reaktionen müssen, bevor sie freiwillig ablaufen, „angeschoben“ werden. Man spricht in diesem Zusammenhang oft von Zuführung von Aktivierungsenergie. Die Aktivierung erfolgt in den beschriebenen Versuchen durch Erhitzen, kann aber bei anderen Experimenten auch z.B. durch Bestrahlung oder Schütteln erreicht werden.

Anhand der folgenden Versuche (24 bis 27) können an dieser Stelle erste quantitative Untersuchungen eingeführt werden. Die in den Supermärkten vorhandene Produktpalette an Oxi-Reinigern ist groß und wirft die Frage auf, welche der erhältlichen Produkte für die Versuche am besten geeignet sind. Dabei wird das Augenmerk zunächst darauf liegen, wie viel Volumen an Gas aus den Reinigern freigesetzt werden kann. Um dies zu

ermitteln, wird der folgende Versuch in mehreren Schülergruppen mit den unterschiedlichen (ungesiebten!) Reinigern durchgeführt.

## Versuch 24: Ermittlung der aus Oxi-Reinigern freigesetzten Gasmengen

Geräte: Reagenzglas (18 x 180 mm), passender durchbohrter Stopfen mit Gasableitungsrohr, kurzer Schlauch, Kolbenprober

Chemikalien: Oxi-Reiniger (GHS07 ) verschiedener Hersteller

Durchführung: Jeweils genau 0,5 Gramm eines Oxi-Reinigers werden in ein Reagenzglas eingewogen, dieses mit einem durchbohrten Stopfen mit kurzem Glasrohr verschlossen und über ein kurzes Stück Schlauch mit dem Kolbenprober verbunden. Dann erhitzt man den Oxi-Reiniger, bis die kleinen Kugeln, welche das Bleichmittel enthalten, anfangen zu „hüpfen“. Man lässt das Reagenzglas ca. 10 Sekunden abkühlen, erhitzt nun ein zweites Mal bis zum „Hüpfen“ und lässt das Reagenzglas nochmals kurz abkühlen. Ein drittes Mal wird so lange erhitzt, bis sich das Volumen im Kolbenprober nicht mehr ändert. Nach dem Erkalten liest man das entstandene Gasvolumen ab.

**Vorsicht!** Erhitzt man nicht in Intervallen, sondern permanent mit heißer Flamme, so kann es zu Verpuffungen kommen, bei denen sowohl das Reagenzglas als auch der Kolbenprober zerstört werden können.

Beobachtung: In der folgenden Tabelle sind die ermittelten Gasvolumina aufgeführt:

Produkt (jeweils 0,5 g)	Angegebener Gehalt an Bleichmittel	V (Gas) (Durchschnitt)
Dalli „Fleck weg oxi Power“	> 30 %	50 mL
Domol „oxi Aktivkraft“	> 30 %	37 mL
Heitmann „OXI“	> 30 %	34 mL
Sil „Oxi Perfect“	> 30 %	26 mL
denk mit „Oxy energy“	> 30 %	37 mL
AS „Oxy“	> 30 %	36 mL
Ecover Sauerstoff-Bleichmittel	100 %	54 mL

Tabelle 2: Enthaltene Mengen an Gas bei Raumtemperatur und Normaldruck







Deutung: Nach den erhaltenen Volumina erscheint neben „Ecover<sup>®</sup>“, dem Sauerstoffbleichmittel aus dem Ökoladen, zunächst „Dalli Fleck weg oxi Power“ am geeignetsten zu sein. Da aber auf fast allen Verpackungen als Mengenangabe für das enthaltene Bleichmittel „mehr als 30 %“ zu finden ist, stellt sich die Frage, ob sich diese Mengen tatsächlich deutlich unterscheiden oder ob beim Erhitzen eventuell noch andere gasförmige Stoffe freigesetzt werden.

Analog zur Ermittlung des Sauerstoffanteils der Luft ist mit dem Vorschlag der Schülerinnen und Schüler zu rechnen, das erhaltene Gas(gemisch) z.B. in einer geschlossenen Kolbenproberapparatur über erhitzte Eisenwolle zu leiten, um den

Sauerstoff zu binden und damit dessen Anteil am Gasgemisch zu ermitteln. Diesem Vorschlag kann man folgen, muss allerdings damit rechnen, dass das verwendete Verbrennungsrohr aufgrund der dabei auftretenden hohen Temperaturen beschädigt wird und für weitere Versuche nicht mehr zu gebrauchen ist. Alternativ kann man statt der Eisenwolle Kupfer in Form von kleinen Drahtstückchen verwenden.

## Versuch 25: Ermittlung des Anteils an Sauerstoff im Gasgemisch

Geräte: 2 100-mL-Kolbenprober mit Hahn, Verbrennungsrohr ( $\varnothing$  6 mm, Länge 30 cm), kurze Schlauchstücke zur Verbindung von Kolbenprobern und Verbrennungsrohr, Reagenzglas (18 x 180 mm), passender durchbohrter Stopfen mit kurzem Glasrohr, ca. 30 cm langer Verbindungsschlauch passend zu einem Kolbenprober, kurzes gewinkeltes Glasrohr

Chemikalien: Glaswolle, Oxi-Reiniger (GHS07 ) entsprechend Tabelle 2, Kupferoxid (GHS09 ) in Drahtform, Wasserstoff (GHS02 , GHS04 ) oder Erd- bzw. Campinggas (GHS02 , GHS04 )

Vorbereitung: Das Verbrennungsrohr wird weitgehend und möglichst dicht mit dem Kupferoxid in Drahtform gefüllt und dieses an den beiden Enden mit Glaswolle gesichert. An die eine Seite schließt man eine Wasserstoffquelle und an die andere Seite das gewinkelte Glasrohr an. Dann lässt man Wasserstoff durch das Verbrennungsrohr strömen. Nach negativem Ausfall der Knallgasprobe am gewinkelten Glasrohr entzündet man dort den austretenden Wasserstoff und erhitzt dann das Kupferoxid mit einem Brenner so lange, bis es sichtbar und möglichst vollständig zu rosafarbenem Kupfer reduziert worden ist. Anschließend lässt man das Verbrennungsrohr im Wasserstoffstrom erkalten.

Sollte keine Wasserstoffflasche vorhanden sein, kann alternativ auch Erd- oder Campinggas zur Reduktion verwendet werden, der Vorgang dauert dann allerdings etwas länger.

Durchführung: Man füllt das Reagenzglas etwa zu einem Viertel mit dem zu untersuchenden Oxi-Reiniger, verschließt es mit dem durchbohrten Stopfen und verbindet es über das ca. 30 cm lange Stückchen Schlauch mit einem Kolbenprober. Der Schlauch sollte nicht kürzer sein, da beim Zersetzen des Reiniger auch etwas Wasserdampf entsteht und dieser im Schlauch und nicht im Kolbenprober kondensieren soll. Dann erhitzt man den Reiniger mit einem Brenner vorsichtig, so dass möglichst keine Rauchentwicklung zu beobachten ist. Das entstehende Gas fängt man in dem Kolbenprober auf. Die erste Füllung von 100 mL Gas wird verworfen, um möglichst sicher zu sein, dass die vorher im Reagenzglas enthaltene Luft verdrängt worden ist und nur das freigesetzte Gasgemisch aufgefangen wird. Nachdem der Kolbenprober das zweite Mal mit 100 mL Gas gefüllt worden ist, verschließt man ihn und verbindet ihn mit Hilfe kurzer Schlauchstücke mit dem Verbrennungsrohr und dem zweiten Kolbenprober. Nun öffnet man den Hahn am Kolbenprober mit der Gasprobe wieder, erhitzt die Kupferstäbchen mit einem Brenner und leitet das Gas mehrfach darüber. Dabei sollte die Position des Brenners mehrfach gewechselt werden. Wenn noch enthaltenes Kupfer nicht mehr oxidiert wird und das Gasvolumen konstant bleibt, ist die Reaktion beendet. Man lässt die

Apparatur erkalten und liest das verbliebene Gasvolumen ab. Dieser Versuch wird mit allen zu untersuchenden Oxi-Reinigern wiederholt, dazu muss allerdings das Kupferoxid jeweils erst wieder reduziert werden.

**Beobachtung:** Je nach Schärfe des Erhitzens haben wir bei den von uns untersuchten Oxi-Reinigern aus 100 mL aufgefangenem Gas folgende Restvolumina und Anteile an Sauerstoff erhalten:

Produkt	V (Gas) (Rest)	Anteil an Sauerstoff
Dalli „Fleck weg oxi Power“	32 – 40 mL	60 – 68 %
Domol „oxi Aktivkraft“	5 – 7 mL	93 – 95 %
Heitmann „OXI“	7 – 9 mL	91 – 93 %
Sil „Oxi Perfect“	7 – 6 mL	93 – 94 %
denk mit „Oxy energy“	8 – 10 mL	90 – 92 %
AS „Oxy“	6 – 9 mL	91 – 94 %
Ecover Sauerstoff-Bleichmittel	4 – 5 mL	95 – 96 %

Tabelle 3: Ermittelte Anteile an Sauerstoff in 100 mL freigesetztem Gas

**Deutung:** Die Schülerinnen und Schüler können einerseits erkennen, dass nicht nur Sauerstoff als Gas freigesetzt wird. Andererseits wird ersichtlich, dass zwar z.B. „Dalli Fleck weg oxi Power“ viel Gas liefert, dieses aber nur etwa 60-68 % Sauerstoff enthält und damit für Versuche, bei denen möglichst reiner Sauerstoff benötigt wird, offensichtlich nicht so geeignet ist.

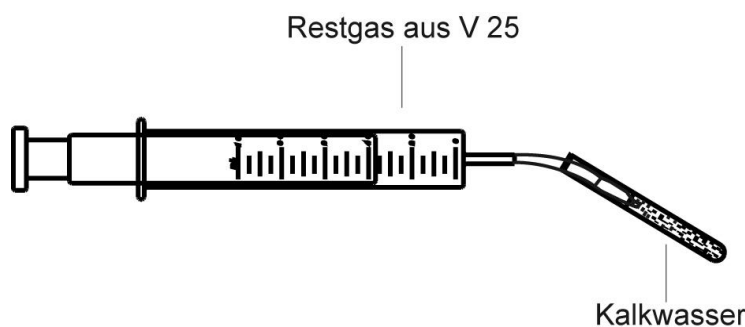
Es bleibt die Frage, welche gasförmigen Stoffe noch in dem Gasgemisch enthalten sind. Da ihnen ein entsprechender Nachweis bekannt ist, sollten die Schülerinnen und Schüler eine Probe auf Kohlenstoffdioxid vorschlagen. Diese kann dann vorgenommen werden.

## Versuch 26: Nachweis von Kohlenstoffdioxid im Restgas

**Geräte:** Reagenzglas (10 x 100 mm), Kolbenprober mit Restgas aus Versuch 25, kurzes Schlauchstück, kurzes ausgezogenes Glasrohr, passender Stopfen

**Chemikalien:** Kalkwasser (GHS05 , GHS07 )

**Versuchsaufbau:**





Durchführung: Man leitet das im Kolbenprober befindliche Restgas über ein ausgezogenes Glasrohr in Kalkwasser ein. Sollte das Volumen nicht ausreichen, um das Kalkwasser sofort deutlich zu trüben, kann das Reagenzglas mit einem Stopfen verschlossen und geschüttelt werden.

Beobachtung: Das Kalkwasser trübt sich beim Einleiten des Gases, spätestens beim Schütteln des Reagenzglases.

Deutung: Im Restgas befinden sich größere Mengen Kohlenstoffdioxid.

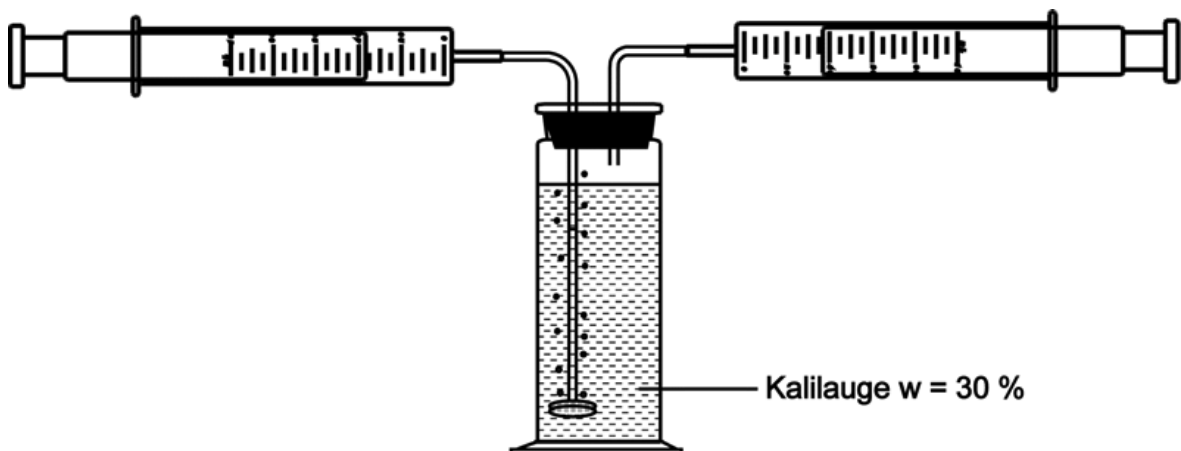
Da das Volumen an Kohlenstoffdioxid in den meisten Fällen sehr klein ist, wurde bewusst ein kleines Reagenzglas eingesetzt. Ob neben Sauerstoff und Kohlenstoffdioxid noch andere Gase in nennenswerten Mengen freigesetzt werden, kann man ermitteln, indem man das Gasgemisch durch 30%ige Kalilauge leitet, welche Kohlenstoffdioxid absorbiert.

### Versuch 27: Ermittlung des Anteils an Kohlenstoffdioxid im Gasgemisch

Geräte: Gaswaschflasche mit Fritte, Reagenzglas (18 x 180 mm), passender durchbohrter Stopfen mit kurzem Glasrohr, ca. 30 cm langer Verbindungsschlauch passend zu einem Kolbenprober, 2 100-mL-Kolbenprober mit Hahn

Chemikalien: Oxi-Reiniger (GHS07 ) , Kalilauge w (KOH) = 30 % (GHS05 )

Versuchsaufbau:



Durchführung: Entsprechend Versuch 25 werden jeweils 100 mL der zu untersuchenden Gasproben aufgefangen, wobei auch hier darauf zu achten ist, die erste Füllung zu 100 mL zu verwerfen. Dann schließt man die beiden Kolbenprober (einer davon mit 100 mL der zu untersuchenden Gasprobe) entsprechend der Abbildung an die mit 30%iger Kalilauge (BLACK'sches Reagenz) weitgehend gefüllte Gaswaschflasche an und leitet das Gas durch die Kalilauge in den anderen Kolbenprober. Man verschließt die Hähne, tauscht die Kolbenprober um und leitet das Gas erneut durch die Kalilauge. Diesen Vorgang wiederholt man ein drittes Mal, dabei sollte sich das Gasvolumen nicht mehr ändern.

Beobachtung: Bei den untersuchten Oxi-Reinigern wurden aus 100mL aufgefangenem Gas folgende Restvolumina und damit Anteile an Kohlenstoffdioxid ermittelt:

Produkt	V (Gas) (Rest)	Anteil an Kohlenstoff- dioxid
Dalli „Fleck weg oxi Power“	60 – 68 mL	32 – 40 %
Domol „oxi Aktivkraft“	93 – 95 mL	5 – 7 %
Heitmann „OXI“	93 – 95 mL	5 – 7 %
Sil „Oxi Perfect“	93 – 94 mL	6 – 7 %
denk mit „Oxy energy“	90 – 92 mL	8 – 10 %
AS „Oxy“	91 – 94 mL	6 – 9 %
Ecover Sauerstoff-Bleichmittel	95 – 96 mL	4 – 5 %

Tabelle 4: Ermittelte Anteile an Kohlenstoffdioxid in 100 mL freigesetztem Gas

Deutung: Vergleicht man diese Werte mit denen aus Tabelle 3, so wird rasch deutlich, dass in den beim Erhitzen der Oxi-Reiniger freigesetzten Gasvolumina neben Sauerstoff und Kohlenstoffdioxid keine weiteren Gase in nennenswerten Mengen enthalten sein können. Gleichzeitig können die Schülerinnen und Schüler erkennen, dass sich „Ecover<sup>®</sup>“, „Heitmann OXI“, „Sil Oxi Perfect“ und „Domol oxi Aktivkraft“ etwa vergleichbar gut für die vorgestellten Experimente eignen, während bei „Dalli Fleck weg oxi Power“ im Gasgemisch weniger Sauerstoff und mehr Kohlenstoffdioxid enthalten ist.

### Zusammenfassung

Ausgehend von der Verbrennung der Kerze wurden im Laufe der Konzeption Verbrennungsreaktionen behandelt. Die Verbrennung wurde dabei als ein Sonderfall der Oxidation herausgearbeitet. Bei dieser Oxidation reagieren Stoffe mit Sauerstoff und es bildet sich ein Oxid. Neben der Verbrennung sind zum Beispiel das Durchglühen von Eisenwolle oder Holzkohle, aber auch das Rosten von Eisen und das Anlaufen von Kupferblechen weitere Oxidationsreaktionen. Bei der Betrachtung von Reaktionsbedingungen konnte festgestellt werden, dass der Verlauf einer Verbrennung vom Zerteilungsgrad des Brennstoffes und der damit verbundenen Durchmischung der Ausgangsstoffe und von der Sauerstoffkonzentration abhängig ist.

Weiterhin wurden erste einfache quantitative Untersuchungen durchgeführt. Aus der Fragestellung heraus, welches der erhältlichen Produkte sich am besten für die Freisetzung von Sauerstoff eignet, wurden verschiedene Oxi-Reiniger untersucht. Dabei konnte man erkennen, dass es durchaus Unterschiede bei den untersuchten Reinigern gibt.

Nach den quantitativen Untersuchungen soll nun das Entstehen und Löschen von Bränden betrachtet werden. Am Ende dieser Ausführungen ergibt sich eine interessante Möglichkeit, in die Reduktionsreaktionen einzuführen.

### 3.4 Entstehen und Löschen von Bränden

Die Beschäftigung mit dem Phänomen Feuer ist für die Schülerinnen und Schüler interessant und hoch motivierend. Flammen sind faszinierend, schön und gefährlich zugleich. In den vorangegangenen Ausführungen wurde bei der Betrachtung der Verbrennungen die Aufmerksamkeit auf stoffliche und energetische Umwandlungen gelegt. Eine Vielzahl von Brennstoffen wurde untersucht, meistens jedoch im Hinblick auf den Nutzen der Verbrennungsreaktionen. Brennstoffe werden zum Heizen von Wohn- und Arbeitsräumen, zum Zubereiten von Nahrungsmitteln, als Treibstoff für jegliche Art von Verkehrsmitteln und als Energiequelle für die Erzeugung von elektrischem Strom genutzt. Dass brennbare Stoffe jedoch auch ein erhebliches Gefahrenpotential besitzen, kann man fast täglich aus den Medien erfahren. Immer wieder kommt es zu Gebäude-, Wald- und Fahrzeugbränden, die große Sach- und nicht selten Personenschäden verursachen. Aus diesem Grunde sollte nicht nur der Nutzen, sondern auch der Schaden, den eine Verbrennungsreaktion anrichten kann, thematisiert werden. Zusammen mit den Lernenden ist es möglich, die bekannten Voraussetzungen zu erarbeiten, die notwendig sind, um einen Brand zu entfachen. So sollten sie ableiten, dass Brände entstehen können, wenn ein brennbarer Stoff und Sauerstoff vorhanden sind. Brennbare Stoffe sind überall im Haushalt zu finden. Einerseits können Lecks in Gasleitungen, defekte Benzinkanister oder fein verteilte Feststoffstäube zu verheerenden Katastrophen führen. Andererseits kann von Stoffen wie Spiritus, Benzin und Erdgas immer dann eine Gefahr ausgehen, wenn man beim Umgang mit diesen Stoffen die entsprechenden Sicherheitsvorschriften nicht beachtet. In der Regel jedoch existieren Sauerstoff und Brennstoffe meistens „friedlich“ nebeneinander. Erst die dritte Voraussetzung, die Zündquelle, führt zum Entfachen eines Brandes. Obwohl die Schülerinnen und Schüler dies sicher aus ihrem Erfahrungsschatz und den vorangegangenen Experimenten ableiten können, soll die Entzündung eines Brandes im nächsten Versuch noch einmal thematisiert werden. Das Hauptaugenmerk bei diesem Versuch ist darauf gerichtet, dass sich die Zündquelle nahe genug am Brennstoff befinden muss.

#### Versuch 28: Entzünden des Gasbrenners

##### *Kurzbeschreibung*

Man öffnet die Gaszufuhr des Brenners und lässt ca. 3 s wenig Gas ausströmen. Nun zündet man das Streichholz bzw. das Feuerzeug in gewisser Entfernung zum Brenner und nähert sich ihm dann.

Der Versuch bestätigt die Erfahrungen aus dem Alltag. Ein Gasbrenner lässt sich nur entzünden, wenn man mit einer offenen Flamme in die unmittelbare Nähe des Gasauslasses kommt.

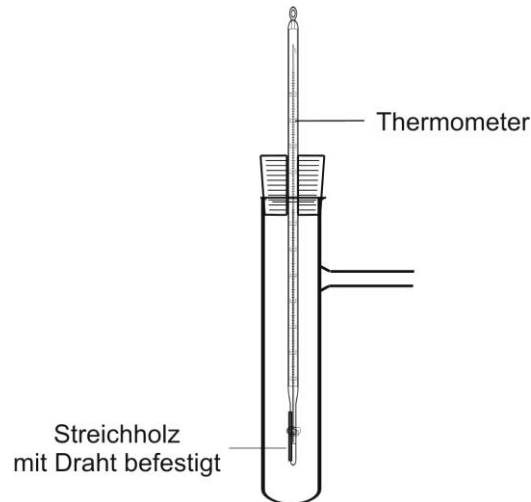
Dass beim Umgang mit offenem Feuer unbedingt Vorsicht geboten ist, lernen Schülerinnen und Schüler schon früh. Aber ist für das Zünden eines Brennstoffes unbedingt eine offene Flamme notwendig? Oder kann sich ein Stoff auch entzünden, ohne direkt mit einer Flamme in Kontakt gekommen zu sein? Mit Hilfe des folgenden Versuchs kann man diesen Fragen experimentell auf den Grund gehen.

### Versuch 29: Entzündungstemperatur von Streichholzköpfen\*

Geräte: Thermometer bis 200 °C, Reagenzglas (30 x 200 mm) mit seitlichem Ansatz, durchbohrter Stopfen (passend für das Thermometer), Draht

Chemikalien: Streichholz

Versuchsaufbau:



Durchführung: Man baut die Apparatur wie in der Skizze dargestellt auf. Das Reagenzglas wird mit der Flamme so lange erwärmt, bis sich das Streichholz entzündet. Dabei wird ständig die Temperatur kontrolliert. Nach dem Zünden ist der Brenner sofort zu entfernen.

Beobachtung: Ab einer Temperatur von ungefähr 160 °C entzündet sich das Streichholz selbstständig, ohne direkt mit der Flamme in Kontakt gekommen zu sein.

Deutung: Damit ein Streichholz zu brennen beginnt, muss eine bestimmte Temperatur, seine Entzündungstemperatur erreicht werden.

#### Didaktische Anmerkung:

Die Schülerinnen und Schüler erkennen, dass bei Erreichen der Entzündungstemperatur das Streichholz Feuer fängt. Es ist keine offene Flamme notwendig.

Streichhölzer nutzt man bekanntlich, um schnell und zuverlässig Feuer zu entfachen. Darum wird es die Lernenden auch nicht allzu sehr überraschen, dass man nicht etwa Flammen dazu benötigt, ein Streichholz zu entzünden. Wie aber ist es beispielsweise beim Gas des Brenners? Reicht lediglich eine hohe Temperatur aus, um Erd- oder Campinggas zu zünden?

### Versuch 30: Zünden des Gasbrenners mit einem glühenden Draht

Geräte: regelbare Wechselspannungsquelle (0-12 V), Metalldraht ( $\varnothing$  0,5 mm) oder Kugelschreiberfeder, Kabelmaterial mit Krokodilklemmen, dünner Glasstab, Gasbrenner

Chemikalien: Erd- oder Campinggas (GHS02 , GHS04 )

Vorbereitung: Man stellt sich eine Drahtwendel her, indem man den Metalldraht 8-10-mal um den dünnen Glasstab wickelt und ihn anschließend davon abzieht. Alternativ kann auch eine Kugelschreiberfeder an den Enden aufgebogen („begradigt“) werden.

Durchführung: Man verbindet die Drahtwendel mit der Spannungsquelle. Nun entzündet man den Brenner und regelt einen äußerst schwachen Gasstrom ein. Anschließend wird der Brenner ausgepustet und unter der Drahtwendel so positioniert, dass sie sich im Gasstrom befindet. Die Spannung wird langsam erhöht, bis die Wendel zu glühen beginnt. Nach dem Zünden wird die Spannung heruntergeregelt und die Wendel aus der Flamme entfernt.

Beobachtung: Durch den elektrischen Strom wird der Draht erhitzt und beginnt zu glühen. An der heißen Wendel entzündet sich das austretende Gas.

Deutung: Offensichtlich sind keine offenen Flammen notwendig, um das Gas zu entzünden, es gelingt auch mit einem glühenden Metalldraht. Die Entzündungstemperatur von Methan liegt bei 650 °C, die von Propan bei 470 °C. Wird diese Temperatur überschritten, so kommt es zur Zündung des Gases.

Man erkennt, dass die Glühfarbe ungefähr anzeigt, wie heiß Gegenstände aus Metall sind. Während sich am dunkelrot glühenden Heizdraht das Erdgas noch nicht entzündet hat, ist die Temperatur der Gelbglut hoch genug für eine Zündung.

Didaktische Anmerkung:

Der Versuch zeigt, dass sich brennbare Stoffe ab einer bestimmten Temperatur entzünden. Diese muss nicht unbedingt von offenen Flammen oder Funken ausgehen. Es genügen auch heiße Gegenstände.

Dass sich die Entzündungstemperatur von verschiedenen brennbaren Gasen deutlich unterscheidet, kann man mit Hilfe eines weiteren einfachen Experimentes ermitteln.

### **Versuch 31: Unterschiedliche Entzündungstemperatur von Feuerzeuggas und Erdgas**

Geräte: regelbare Wechselspannungsquelle (0-12 V), Metall-Draht ( $\varnothing$  0,5 mm) oder Kugelschreiberfeder, Kabelmaterial mit Krokodilklemmen

Chemikalien: Erdgas (Methan) (GHS02 , GHS04 ) , Feuerzeuggas (Propan, Butan) (GHS02 , GHS04 )

Durchführung: Die Apparatur wird wie in Versuch 30 beschrieben aufgebaut. Nun lässt man das Gas aus dem Feuerzeug über den Heizdraht strömen und regelt die Spannung langsam hoch. Nachdem sich das Gas entzündet hat, wird die Gaszufuhr unterbrochen und das Feuerzeug durch einen Erdgasbrenner, bei dem zuvor auch ein sehr schwacher Gasstrom eingestellt wurde, ersetzt. Die Spannung wird nun so weit erhöht, dass auch das Erdgas zündet.

Beobachtung: Feuerzeuggas entzündet sich am rot glühenden Faden. Erdgas zündet erst, wenn der Heizfaden gelb glüht.

Deutung: Unterschiedliche brennbare Gase haben auch unterschiedliche Entzündungstemperaturen. Methan lässt sich an dem rot glühenden Draht nicht entzünden,

Butan jedoch beginnt zu brennen. Der Versuch zeigt die Tendenz, dass die organischen brennbaren Gase mit zunehmender Molekülgröße immer niedrigere Entzündungstemperaturen haben. Betrachtet man die Glühfarben für Feststoffe, so kann man die Entzündungstemperaturen der Gase auch tendenziell einordnen [1].

<b>Glühfarbe</b>	<b>Temperatur</b>
Grau	Ab 400 °C
Rot	500 – 850 °C
Hellrot	850 – 950 °C
Gelb	950 – 1100 °C
Weiß	>1300 °C

Tabelle 5: Glühfarben von Feststoffen

Die Entzündungstemperatur von Erdgas liegt bei 650°C, also im mittleren Bereich der Rotglut. Nach unseren Erfahrungen zündet das Erdgas, wenn der Faden hellrot glüht. Propan-Butan-Gemische entzünden sich schon ab 400°C, also wesentlich früher.

Didaktische Anmerkung:

Für die Schülerinnen und Schüler wird deutlich, dass brennbare Gase unterschiedlich schnell zünden. Die Abweichungen der von uns ermittelten ungefähren Zündtemperaturen werden durch den kühlenden Gasstrom verursacht, die Tendenz ist jedoch eindeutig zu erkennen.

Abschließend können nun Entzündungstemperaturen verschiedener Stoffe zusammengetragen werden. Einige Beispiele sind in der folgenden Tabelle aufgeführt.

<b>Stoff</b>	<b>Entzündungstemperatur in °C</b>
Heizöl	220 <sup>[6]</sup>
Benzin	280 [1, S. 1174]
Campinggas	400 <sup>[7]</sup>
Holz	220-320 [1, S. 1174]
Kohle	240-280 <sup>[8]</sup>
Zeitungspapier	175 <sup>[8]</sup>

Tabelle 6: Entzündungstemperaturen verschiedener Brennstoffe

Nach der Einführung und näheren Betrachtung der Entzündungstemperatur ist die dritte Voraussetzung für das Entstehen von Bränden genauer geklärt. Offensichtlich ist nicht allein die Zündquelle, sondern das Erreichen der Entzündungstemperatur der entscheidende Faktor. Dabei ist die Entzündungstemperatur wie folgt definiert:

**Als Entzündungstemperatur wird die Temperatur bezeichnet, auf die ein brennbarer Stoff in Gegenwart von Sauerstoff zur Einleitung der Verbrennung gebracht werden muss [1, S.1174].**

**Fachliche Anmerkung:**

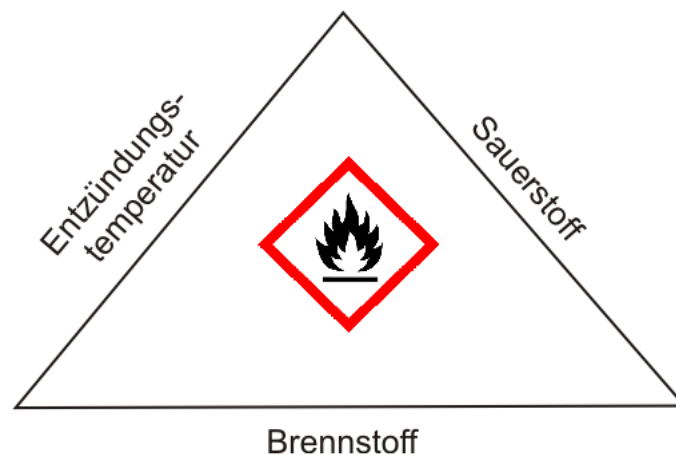
Die Entzündungstemperatur ist keinesfalls eine Stoffkonstante wie die Dichte oder die molare Masse. Sie ist abhängig von der Art des Brennstoffes, dessen Zerteilungsgrad, vom Druck, von der Wärmekapazität des Reaktionsgefäßes, den Zündbedingungen und katalytischen Einflüssen [1].

Zusammenfassend kann deshalb Folgendes festgehalten werden:

Um einen Brand zu entzünden, sind drei Voraussetzungen notwendig:

1. Brennstoffe,
2. Sauerstoff und
3. Entzündungstemperatur.

Diese drei Faktoren werden oft im so genannten Branddreieck dargestellt.



Neben Haus-, Wald- und Fahrzeugbränden kommt es leider auch immer wieder zu Gasbränden, die, wie im abgebildeten Artikel nachzulesen, offenbar sehr heftig ablaufen [9].

ap Paris. Ein Leck in einer Gasleitung hat in der Nacht zu gestern zu einer heftigen Explosion in einem Heizkraftwerk in der Nähe von Paris geführt, bei der ein Arbeiter getötet und über 100 Personen teilweise schwer verletzt wurden. 59 der Verletzten wurden ins Krankenhaus gebracht. Ein zehnjähriges Mädchen konnte durch Herzmassage am Unfallort vor dem Tod bewahrt werden. Die Detonation war noch im Zentrum von Paris zu hören. Bei den Anwohnern löste die Explosion eine Panik aus.

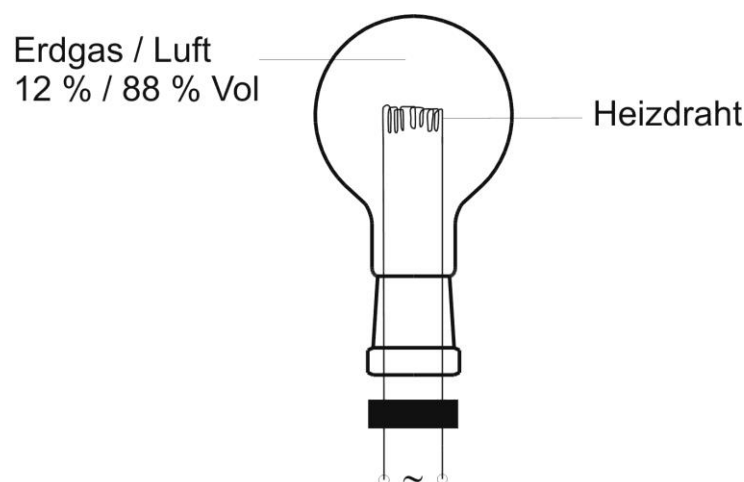
Was ist die Ursache für eine so heftige und verheerende Explosion? Der Brenner wird auch mit Gas betrieben, welches jedoch kontrolliert verbrennt. In Berichten über Gasexplosionen liest man immer, dass Gas aus Leitungen oder Flaschen ausgetreten ist, sich also mit Luft mischt. Dieses Szenario soll im nächsten Versuch in kleinem Maßstab nachgestellt werden. Als Zündquelle wird hier keine Flamme, sondern die Heizdrahtwendel genutzt.

### Versuch 32: Zünden eines Brenngas-Luft-Gemisches mit einer Heizwendel\*

Geräte: 50-mL-Rundkolben, Metalldraht ( $\varnothing$  0,5 mm) oder Kugelschreiberfeder, regelbare Wechselspannungsquelle (0-12 V, mind. 3 A), 2 Krokodilklemmen, Kabelmaterial, 100-mL-Kolbenprober, Schlauch

Chemikalien: Erdgas (GHS02 , GHS04 ) oder Campinggas (GHS02 , GHS04 )

Versuchsaufbau:



Durchführung: Wie in Versuch 30 beschrieben, stellt man sich eine Drahtwendel her und verbindet die beiden Enden über Krokodilklemmen und Kabel mit der Spannungsquelle. Dann wird der 50-mL-Rundkolben in eine Stativklemme eingespannt. Bei der Verwendung von Erdgas muss die Öffnung nach unten zeigen, bei Campinggas nach oben. Nun stellt



man in einem Kolbenprober ein Gasgemisch aus 12 mL Erdgas und 88 mL Luft her und bläst das Gemisch in den Rundkolben. Bei der Verwendung von Campinggas werden 8 mL Gas mit 92 mL Luft gemischt. Anschließend führt man die Heizwendel in den Kolben ein und regelt die Spannungsquelle hoch. Nach erneutem Spülen mit Luft kann ein Gemisch aus 50 mL Luft und 50 mL Gas hergestellt und eingesetzt werden.

Beobachtung: Durch den elektrischen Strom wird der Draht erhitzt und beginnt zu glühen. Stellt man sich das beschriebene Gemisch her, so zündet das Brenngas-Luft-Gemisch bei einsetzender Gelbglut und verpufft. Campinggas-Luft-Gemische zünden etwas früher. Die Verpuffung ist keine heftige Explosion, aber auch keine friedliche Verbrennung. Bei einem 50%igen Brenngas-Luft-Gemisch kommt es zu keiner Reaktion.

Deutung: Zu explosionsartigen Reaktionen kommt es nur dann, wenn brennbare Gase in einem bestimmten Mischungsverhältnis mit Luft vorliegen. Explosionen sind Reaktionen, bei denen innerhalb kurzer Zeit große Volumina von Gasen entstehen. Dies führt zu einer Druckwelle mit erheblicher zerstörerischer Wirkung.

Erdgas-Luft-Gemische haben relativ enge Explosionsgrenzen. Sie verpuffen im Bereich von ca. 4-17 % Erdgas in der Luft [10]. Sinkt oder steigt der Erdgasgehalt über die Grenzen hinaus, so lässt sich das Gemisch durch den Heizdraht nicht mehr entzünden. Campinggas zündet in den Grenzen von 1,8-8,8 % [7]. Wesentlich gefährlicher und aus diesem Grund für den Versuch im Glaskolben nicht zu empfehlen sind beispielsweise Acetylen-Luft-Gemische, die von 2,4-83 % Gas in der Luft explodieren [11].









#### Didaktische Anmerkungen

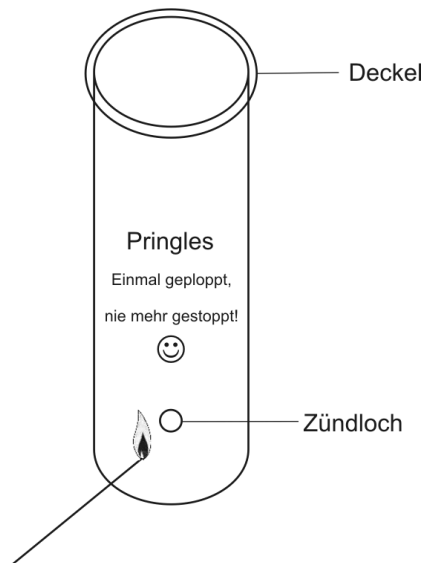
Anhand des Versuches wird erneut gezeigt, dass die Bedingungen, in diesem Fall die Durchmischung und das vorliegende Volumenverhältnis der Stoffe, den Verlauf einer chemischen Reaktion beeinflussen. Bei der Auswertung des Versuchs sollte das Gefahrenpotential, welches von Gas-Luft-Gemischen ausgeht, ganz deutlich thematisiert werden. Ferner kann man erarbeiten, dass bei Explosionen Gase in großen Mengen entstehen und für eine Druckwelle sorgen, die massive Zerstörungen nach sich zieht.

Doch nicht nur brennbare Gase, sondern auch Dämpfe von leicht flüchtigen, brennbaren Flüssigkeiten können mit der Luft explosive Gemische bilden. Einerseits nutzt man dies beim Betreiben von Verbrennungsmotoren gezielt aus, andererseits kommt es leider immer wieder zu schweren Unfällen mit Benzin- oder Lösungsmitteldämpfen [12]. Um solche Explosionen im Experiment nachzuvollziehen, kann man im Lehrmittelhandel speziell dafür entwickelte Explosionsrohre aus Plexiglas bekommen, in denen die Dampf-Luft-Gemische mit einem Piezo-Zünder gezündet werden [13]. Alternativ lassen sich aber auch Pringles- oder Tennisball-Dosen zu Explosionsrohren „umbauen“.

### **Versuch 33: Explosion eines Benzindampf-Luft-Gemisches \***

Geräte: Pringles-Dose 200 g oder Tennisball-Dose, Tropfpipette, Stopfenbohrer, passender Stopfen, Holzspan, Korkstückchen

Chemikalien: Feuerzeugbenzin (GHS02 , GHS07 , GHS08 , GHS09 ) oder K2r-Fleckenwasser (GHS02 , GHS07 , GHS08 , GHS09 )

Versuchsaufbau:

Vorbereitung: Die Pringles-Dose muss unbeschädigt sein und der Deckel noch fest aufsitzen. Mit dem Stopfenbohrer bohrt man ein ca. 6 mm großes Loch 3 cm über den Boden der Dose und verschließt es mit einem passenden Stopfen.

Durchführung: Zunächst gibt man zwei Korkstückchen in die entsprechende Dose. Nun werden mit der Pipette ungefähr 8 Tropfen Feuerzeugbenzin oder 10 Tropfen K2r-Fleckenwasser in die Dose gegeben und diese mit dem Deckel verschlossen. Man schüttelt die Dose, so dass die Flüssigkeit verdampft und sich die Dämpfe gut im Inneren verteilen. Nun entfernt man den Stopfen am Zündloch und zündet mit einem brennenden Span.

**Achtung! Die Dosenöffnung nicht auf Personen richten!**

Beobachtung: Das Benzindampf- bzw. Fleckenwasserdampf-Luft-Gemisch explodiert mit einem lauten Knall. Der Deckel wird durch den Raum geschleudert.

Deutung: Auch von flüssigen, leicht flüchtigen Brennstoffen können Explosionen ausgehen. Die Flüssigkeiten müssen allerdings zunächst verdampfen und der Dampf sich mit Luft mischen. Bei der Explosion entstehen große Mengen an Kohlenstoffdioxid und Wasserdampf, die in der Dose einen hohen Druck erzeugen. Aus diesem Grunde wird der Deckel von der Dose geschleudert.

Didaktische Anmerkung:

Der Versuch zeigt sehr deutlich, dass die Dämpfe leicht flüchtiger Brennstoffe mit Luft ein gefährliches Gemisch bilden. Während Benzin und Fleckenwasser in der Porzellanschale (siehe Versuch 8) ruhig verbrennen, reagieren die Dämpfe explosionsartig mit dem Luftsauerstoff.

Von brennbaren, leicht flüchtigen Stoffen mit einem Flammpunkt von  $< 0\text{ }^{\circ}\text{C}$ , die demzufolge schnell explosionsfähige Brennstoff-Luft-Gemische ausbilden, geht ein großes Gefahrenpotential aus. Sie gehören zu den „extrem entzündbaren“ Stoffen und werden der Gefahrenkategorie 1 zugeordnet. Weniger flüchtige Stoffe wie Benzin oder Spiritus, deren Flammpunkt  $< 21\text{ }^{\circ}\text{C}$  liegt, werden als „leicht entzündbar“ bezeichnet und gehören zur Gefahrenkategorie 2.

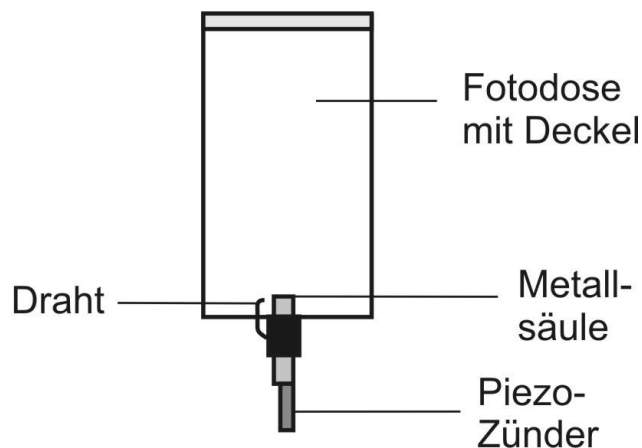
Den Schülerinnen und Schülern ist Benzin nicht nur aus den vorangegangenen Ausführungen, sondern auch aus dem Alltag als Treibstoff bekannt. Moderne Verbrennungsmotoren arbeiten inzwischen so ruhig und geräuscharm, dass oftmals die Heftigkeit der Reaktion im Motorraum unterschätzt wird. Um diese zu demonstrieren und damit das Gebiet der Explosionen abzuschließen, bietet sich der folgende Versuch an [nach 14].

### Versuch 34: Explosion in der Fotodose

Geräte: Fotodose, Piezo-Zünder (aus Feuerzeug), kleiner Bohrer ( $\varnothing$  5 mm, Holzbohrer), Nadel, Klebstoff

Chemikalien: Zippo-Feuerzeugbenzin (GHS02 , GHS07 , GHS08 , GHS09 )

Versuchsaufbau:



Vorbereitung: Man präpariert eine Fotodose so, dass sie dem Innenraum eines Verbrennungsmotors ähnelt.

Dazu wird, wie in der Abbildung dargestellt, mit dem Bohrer ein Loch in den Boden gebohrt, durch welches der Piezo-Zünder eines Feuerzeuges passt (geeignete elektronische Feuerzeuge sind in fast jedem Supermarkt erhältlich). In unmittelbarer Nähe durchsticht man mit der erhitzten Nadel den Dosenboden, durch den der Draht des Zünders ins Doseninnere gesteckt wird. Dieser darf die Metallsäule nicht berühren, sollte jedoch von ihr auch nicht zu weit entfernt sein. Das Ganze wird mit etwas Klebstoff fixiert. Betätigt man den Piezo-Zünder, so muss nun ein deutlich sichtbarer Funke zwischen Kabel und Metallsäule springen.

Durchführung: Es werden einige Tropfen Benzin in die Dose gegeben, diese mit dem Deckel verschlossen und mit Hilfe des Zünders in der Dose ein Funke erzeugt.

**Dabei darf die Dose nicht auf Personen gerichtet werden!** Der Vorgang kann nach erneutem Aufsetzen des Deckels mehrere Male wiederholt werden.

Beobachtung: Mit einem lauten Knall fliegt der Deckel von der Dose.

Deutung: Die Benzindämpfe, die schnell durch Verdunstung des Benzins entstehen, reagieren nach Zündung durch den Funken heftig mit Luftsauerstoff.

Didaktische Anmerkung:

Mit diesem letzten Versuch zu den Explosionen werden die erarbeiteten Kenntnisse gefestigt. Brennbare Gase und leicht flüchtige Brennstoffe reagieren mit Luftsauerstoff explosionsartig unter Volumenzunahme zu Kohlenstoffdioxid und Wasserdampf. Dadurch wird eine starke Druckwelle erzeugt, die einerseits für die Fortbewegung von Fahrzeugen genutzt wird, andererseits aber auch für die zerstörerische Wirkung von Explosionen verantwortlich ist.

**Fachliche Anmerkung:**

Beim Zippo-Feuerzeugbenzin handelt es sich um ein Siedegrenzenbenzin, dessen Dampfdruck so hoch ist, dass sich bei Atmosphärendruck über der flüssigen Phase immer ein Benzindampf-Luft-Gemisch innerhalb der Explosionsgrenzen ausbildet. Aus diesem Grunde kann man das Benzin etwa 3 mm hoch in die Dose füllen und den Versuch anschließend mehrere Male durchführen.



Eine etwas aufwendige Variante (nach Viktor Obendrauf) ist es, den Piezo-Zünder aus der Dose herauszunehmen, ihn mit zwei Kabeln zu verbinden und diese durch ein Loch in die Dose zu führen [14].

Nachdem alle Voraussetzungen behandelt wurden, unter welchen Brände ausbrechen können, sind die Schülerinnen und Schüler in der Lage, selbstständig zu schlussfolgern, wie man Brände verhindern kann. Ihnen ist es außerdem möglich, Brandbekämpfungsmaßnahmen abzuleiten.

Bei der Betrachtung des Branddreiecks erkennt man, dass das Eliminieren einer der drei Voraussetzungen zum Löschen des Brandes führen müsste. Das Entfernen des brennbaren Stoffes kann meistens nach dem Ausbruch des Brandes nicht mehr erfolgen, sondern nur Präventivmaßnahme sein. Ist ein Brand entfacht, so besteht eine der Löschmöglichkeiten darin, den Sauerstoffzutritt zum Brandherd zu verhindern. Dies soll im nächsten Versuch durch Abdecken des Brandes geschehen.

### **Versuch 35: Löschen eines Spiritus-Brandes\***

Geräte: Rechaud oder alternativ Porzellanschale, passender Deckel aus Porzellan oder Metall, feuerfeste Unterlage, Tiegelzange

Chemikalien: Spiritus (GHS02 , GHS07 )

Durchführung: In den Rechaud gießt man so viel Spiritus, bis die Watte durchfeuchtet ist und zündet ihn an. Um die Flamme zu löschen, schließt man den Rechaud mit dem entsprechenden Deckel.

Alternativ: In die Porzellanschale, die auf der feuerfesten Unterlage steht, werden 5 mL Spiritus gegeben und angezündet. Wenn der Spiritus mit schwach gelber Flamme brennt, deckt man die Schale mit dem Deckel ab und wartet 5 s. Danach wird der Deckel entfernt.

Beobachtung: Der Brand wird durch das Abdecken mit der Schale gelöscht.

Deutung: Durch Auflegen des Deckels wird die Zufuhr von Luftsauerstoff zum Brandherd verhindert. Nachdem der vorhandene Sauerstoff verbraucht ist, erstickt das Feuer. Ein Flüssigkeitsbrand kann durch Abdecken des Brandherdes mit feuerfesten Stoffen gelöscht werden.

Didaktische Anmerkung:

An dieser Stelle ist es möglich, auch andere Maßnahmen, die die Sauerstoffzufuhr zum Brand verhindern, aufzuzeigen. Was macht man, wenn Kleidungsstücke an Personen brennen? Welche Möglichkeiten gibt es, ausgelaufene Flüssigkeiten „abzudecken“? Die Schülerinnen und Schüler wurden zu Beginn des Chemieunterrichts über die örtlichen Sicherheitsmaßnahmen belehrt und kennen demzufolge Brandbekämpfung durch Sand, Löschdecken oder Kohlenstoffdioxid. Der Versuch kann im Schülerexperiment auch mit diesen Löschmitteln durchgeführt werden.

Das bekannteste und am weitesten verbreitete Löschmittel ist das Wasser. Um herauszufinden, warum Wasser ein so universelles und häufig eingesetztes Brandbekämpfungsmittel ist, wird im nächsten Versuch mit Wasser gelöscht.

### **Versuch 36: Brandbekämpfung mit Wasser**

Geräte: feuerfeste Schale, Spritzflasche

Chemikalien: Papier oder Holz

Durchführung: In der feuerfesten Schale entfacht man einen kleinen Brand. Wenn die Flammen deutlich zu beobachten sind, spritzt man kontrolliert Wasser in den Brandherd, so dass der Brand gelöscht, aber nicht die gesamte Luft aus dem Reaktionsgefäß verdrängt wird.

Beobachtung: Das Feuer erlischt, obwohl die Luft noch Zutritt zum Brandherd hat.

Deutung: In diesem Fall wird der Brand nicht durch fehlenden Sauerstoff gelöscht, sondern durch Herabsetzen der Entzündungstemperatur. Wasser besitzt eine hohe spezifische Wärmekapazität. Ein wenig kaltes Wasser ist in der Lage, den Brandherd innerhalb kürzester Zeit soweit abzukühlen, dass die Entzündungstemperatur des Brennstoffes unterschritten wird.

Didaktische Anmerkung:

An dieser Stelle kann im Schülerexperiment nachvollzogen werden, dass eine Vielzahl von Bränden mit Wasser bekämpft werden kann.

Außer durch Wasser gibt es noch weitere Möglichkeiten, die Temperatur von Flammen so weit zu senken, dass diese erlöschen. Da Metalle den Schülern und Schülerinnen als gute Wärmeleiter bekannt sind, sollten sie in der Lage sein, das im folgenden Versuch beschriebene Phänomen zu deuten.

### **Versuch 37: Löschen einer Kerze mit einer Kupferwendel**

Geräte: Kupferdraht ( $\varnothing$  0,5 mm, 20 cm), Glasstab ( $\varnothing$  7 mm)

Chemikalien: Kerze

Vorbereitung: Man stellt sich eine Kupferdrahtwendel her, indem man den Draht von einem Ende aus etwa 20-mal um den Glasstab wickelt. Das gerade, nicht gewickelte

Ende sollte mindestens noch 5 cm lang sein. Anschließend nimmt man die Wendel vom Glasstab ab und zieht sie entsprechend der Abbildung ggf. noch etwas auseinander.



Durchführung: Die Kupferwendel wird waagrecht von oben in die Kerzenflamme bis zur Spitze des Doctes bewegt. Dabei ist zu beobachten, wie sich die Flamme verändert. Nach dem Erlöschen der Flamme wartet man mindestens noch 10 s und hebt dann die Kupferwendel wieder an.

Beobachtung: Mit Hilfe der Wendel lässt sich die Flamme löschen, sie brennt in der Wendel nicht weiter. Über der Wendel kann man Ruß und unverbranntes Kerzenwachs beobachten. Nimmt man die Kupferdrahtwendel schnell wieder aus der Flamme, so brennt diese wie gewöhnlich weiter. Durch längeres Verweilen der Flamme in der Drahtwendel erlischt die Flamme endgültig.

Deutung: Durch die Kupferdrahtwendel wird die Wärme aus der Flammenzone abgeleitet und die Temperatur sinkt unter die Entzündungstemperatur des Kerzenwachsdampfes. Die Kerze wird trotz ausreichender Luftsauerstoffzufuhr gelöscht.

Hebt man die Kupferdrahtwendel zu früh an, so sind die im Inneren der Wendel vorliegenden Wachsdämpfe immer noch so heiß, dass sie sich von selbst wieder entzünden. Dies geschieht auch dann, wenn man eine vorgewärmte Wendel, eine zu kurze Wendel oder einen zu dünnen Kupferdraht verwendet. In diesen Fällen wird vom Kupfer nicht genügend Wärme aus der Flammenzone abgeführt und die Kerze brennt weiter.

Didaktische Anmerkung:

Benutzt man für diesen Versuch ein Kupferdrahtnetz, so kann man einerseits zweifelsfrei belegen, dass ein Herabsetzen der Entzündungstemperatur zum Löschen eines Brandes führt. Andererseits wird noch einmal sehr eindrucksvoll gezeigt, welche Stoffe in der Kerzenflamme nebeneinander vorliegen. Unter dem Kupferdrahtnetz ist dann immer noch eine Flamme zu beobachten, über diesem steigen unverbranntes, gasförmiges Kerzenwachs und Ruß auf.

Der folgende Versuch ist für die Schülerinnen und Schüler sehr verblüffend, zeigt aber noch einmal deutlich die Notwendigkeit des Erreichens der Entzündungstemperatur für die Entstehung eines Brandes bzw. die Verhinderung eines Brandes durch Herabsetzung der Temperatur unter die Entzündungstemperatur.

### Versuch 38: Erhitzen von Wasser in einer Papier-Form

Geräte: Thermometer bis 100 °C, Kerze

Chemikalien: Papier (A4, 80g/m<sup>2</sup>) oder Muffin-Backform

Durchführung: Ein quadratisches Blatt Papier wird wie im Anhang 8.3 beschrieben gefaltet, zu einem Drittel mit Wasser gefüllt und das Thermometer hineingestellt. Den „Papierbecher“ hält man in die brennende Kerze.

Als Alternative kann man auch Muffin-Backformen aus Papier verwenden.

Beobachtung: Das Wasser in der Papier-Form wird wärmer. Das Papier beginnt nicht zu brennen, es beruht lediglich.

Deutung: Das Papier wird durch Wasser gekühlt und die Entzündungstemperatur des Papiers dadurch nicht erreicht.

#### Didaktische Anmerkung:

Auch wenn niemand auf die Idee kommen würde, sein Wasser in Zukunft in Papier zu kochen, veranschaulicht der Versuch jedoch eindrucksvoll, dass feuchte Gegenstände schlecht oder gar kein Feuer fangen. So benutzt man beispielsweise nasse Decken, um aus brennenden Häusern zu entkommen.

Den bisherigen Betrachtungen zur Folge ist das Wasser anscheinend ein sehr universelles, billiges und gut verfügbares Löschmittel. Betrachtet man die Feuerlöcher, die mit Wasser gefüllt sind, einmal genauer, so ist zu erkennen, dass sie nur für Brände der Brandklasse A empfohlen werden.



Scheinbar eignen sie sich also nur zum Löschen von festen Brennstoffen. Dieser Hinweis dient als Motivation zu untersuchen was passiert, wenn man versucht, einen Brennstoff aus der Brandklasse B – wie Benzin – mit einem Wasserlöscher zu bekämpfen.

### Versuch 39: „Löschen“ eines Benzinbrandes\*

Geräte: Kristallisierschale (Ø ca. 140 mm), passender feuerfester Deckel, Porzellanschale

Chemikalien: Feuerzeugbenzin (GHS02 , GHS07 , GHS08 , GHS09 )

Durchführung: Nachdem man in die Porzellanschale einige Milliliter Feuerzeugbenzin gegeben hat, stellt man diese in die große Kristallisierschale und entzündet das Benzin. Nun wird versucht, den Brand mit Wasser aus der Spritzflasche zu löschen.

Beobachtung: Das Feuer wird nicht gelöscht, sondern breitet sich noch weiter aus. Erst nach Abdecken der Kristallisierschale mit dem Deckel erlischt der Brand.

Deutung: Benzin lässt sich offensichtlich nicht mit Wasser löschen. Aufgrund der geringeren Dichte des Benzins und der Tatsache, dass es sich mit Wasser nicht mischt, schwimmt es auf dem dazugegebenen Wasser und seine Oberfläche wird um ein Vielfaches vergrößert. Das Feuer breitet sich bei Zugabe von Wasser aus. Legt man einen Deckel auf die brennende Schale, so hat der Luftsauerstoff nicht länger Zutritt zum Brennstoff und das Feuer erstickt.


Didaktische Anmerkung:

Es wird demonstriert, dass der Einsatz des falschen Löschmittels fatale Folgen hat. Das Benzin wird besser verteilt, seine Oberfläche vergrößert und die Reaktion mit Luftsauerstoff heftiger. Die Lernenden können aus dem Versuch schlussfolgern, dass auch Ölbrände, die durch zu langes Erhitzen von Speiseöl in der Bratpfanne entstehen, nicht mit Wasser gelöscht werden können und dürfen. Eine Ausbreitung des Feuers, welches auf dem Herd noch keine unmittelbare Gefahr darstellt, wäre unweigerlich die Folge eines solchen Versuchs. Auf der Suche nach einem geeigneten Löschmittel können die Schülerinnen und Schüler ihr Wissen über andere Löschmaßnahmen anwenden und diese durchführen.

Einen Brand der Klasse B mit Wasser zu löschen, ist nicht nur unmöglich, sondern auch gefährlich. Betrachtet man die Klasse C, so wird schnell klar, dass auch Gasbrände nicht mit Wasser gelöscht werden können. Weshalb es sich jedoch für Metallbrände (Klasse D) nicht eignet, ist zunächst nicht zu erkennen. Darum soll nun der Versuch unternommen werden, einen Metallbrand mit Wasser zu löschen.

#### **Versuch 40: „Löschen“ eines Magnesiumbrandes mit Wasser\***

Geräte: Feuerfeste Unterlage, Dreifuß mit Keramiknetz, Sprühflasche (für Glas- oder Badreiniger)

Chemikalien: Magnesium-Anspitzer oder Magnesiumspäne (GHS02 )

Durchführung: Der Dreifuß mit Keramiknetz wird auf die feuerfeste Unterlage gestellt und der geviertelte Magnesiumanspitzer, der auf dem Netz liegt, nun mit der entleuchteten Flamme des Brenners gezündet. Wenn das Magnesium brennt, versucht man, es mit fein verstäubtem Wasser aus der Sprühflasche zu löschen. Dazu wird der Brand vorsichtig aus ca. 30 cm besprüht. **Auf keinen Fall darf das Wasser aus einer herkömmlichen Spritzflasche auf den Brand gespritzt werden!** Nach 10-15 s besprüht man das brennende Metall erneut mit Wasser.

Beobachtung: Sowie das fein verstäubte Wasser auf den Brandherd trifft, ist eine deutliche Flammenerscheinung zu beobachten. Nach ca. 5 s hat eine „Normalisierung“ des Brandes stattgefunden. Ein erneutes Besprühen mit Wasser zieht wieder eine Flamme nach sich.

Deutung: Brennendes Magnesium wird bei Zugabe von Wasser nicht gelöscht. Der Brand wird unter Ausbildung einer Flamme noch heftiger.



Die Schülerinnen und Schüler können eine Flammenerscheinung beobachten, die auf die Entstehung eines brennbaren Gases zurückzuführen sein muss. Eine nähere Betrachtung dieses Phänomens soll jedoch erst im nächsten Abschnitt erfolgen. Vorerst bedarf es aber einer Klärung, mit welchen Löschmitteln Brände der verschiedenen Klassen zu bekämpfen sind. Dazu kann der folgende Auszug aus einer Sicherheitsanweisung herangezogen werden.




Brandklasse	Brennstoffe	Löschmittel
 <b>A</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Holz</li> <li>• Papier</li> <li>• Textilien</li> <li>• Kohle</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• <b>Pulverlöscher mit Glutbrandpulver (PG)</b></li> <li>• <b>Wasserlöscher (W)</b></li> <li>• <b>Schaumlöscher (S)</b></li> </ul>
 <b>B</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Öle</li> <li>• Fette</li> <li>• Benzin</li> <li>• Wachs</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• <b>Pulverlöscher mit Glutbrandpulver (PG)</b></li> <li>• <b>Pulverlöscher Spezialpulver (P)</b></li> <li>• <b>Kohlenstoffdioxidlöscher (K)</b></li> <li>• <b>Schaumlöscher (S)</b></li> </ul>
 <b>C</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Erdgas</li> <li>• Propangas</li> <li>• Acetylen</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• <b>Pulverlöscher mit Glutbrandpulver (PG)</b></li> <li>• <b>Pulverlöscher Spezialpulver (P)</b></li> </ul>
 <b>D</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• <b>Aluminium</b></li> <li>• <b>Magnesium</b></li> <li>• <b>Natrium</b></li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• <b>Metallbrandpulverlöscher (PM)</b></li> </ul>

Tabelle 7: Löschmittel für die verschiedenen Brandklassen

Bei Glutbrandpulver handelt es sich im Wesentlichen um ein Gemisch aus Monoammoniumphosphat und Ammoniumsulfat. Das Pulver schmilzt auf der Glut und verhindert die Sauerstoffzufuhr zum Brandherd. In den Spezialpulver-Feuerlöschern findet man vorwiegend Kalium- und Natriumhydrogencarbonate, die beim Erwärmen das Löschgas Kohlenstoffdioxid freisetzen. Für die Brandklasse D eignen sich weder Sulfate noch Carbonate. Aus diesem Grund wird ein Kunststoff-Natriumchlorid-Gemisch eingesetzt, welches auf dem brennenden Metall schmilzt und somit den Sauerstoffzutritt zum Brand verhindert [1].

Didaktische Anmerkung:

Zusammenfassend kann an dieser Stelle nochmals herausgearbeitet werden, dass es sich bei allen untersuchten Verbrennungen um Oxidationsreaktionen handelt. Um Brände und Verbrennungsreaktionen zu bekämpfen, muss also in jedem Fall versucht werden, eine weitere Oxidation des jeweiligen Brennstoffes zu verhindern.

Die Ursache dafür, dass sich Benzin nicht mit Wasser löschen lässt, ist in der Oberflächenvergrößerung des Brennstoffes zu finden. Warum jedoch beim Magnesium,


dessen Oberfläche sich bei der Zugabe von Wasser keineswegs vergrößert, der Löschversuch misslingt, ist nicht klar. Gelangt Wasser auf das brennende Magnesium, so kann man eine Flammerscheinung beobachten, die das Entstehen eines brennenden Gases vermuten lässt.

### 3.5 Wasserstoff und die Reduktion

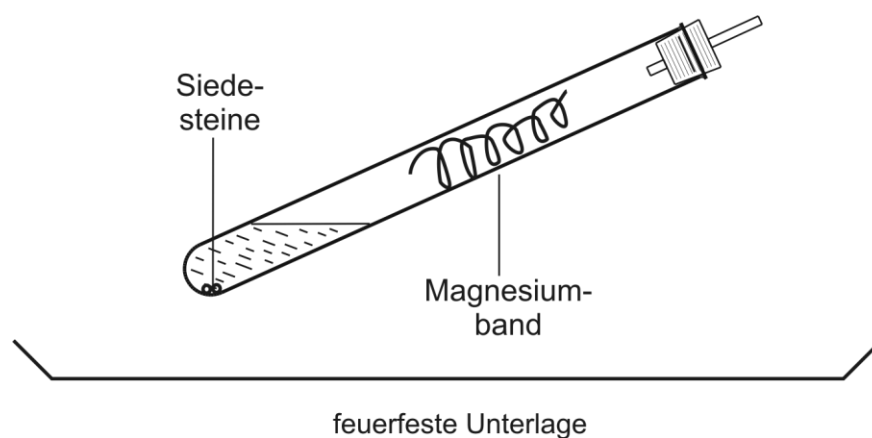
Im folgenden Abschnitt spielt zunächst der Wasserstoff eine große Rolle. Der Löschversuch von Magnesium mit Wasser eignet sich sehr gut, um das Gas einzuführen. Nachdem Wasserstoff aufgefangen und seine Eigenschaften erarbeitet wurden, können einerseits die sich rasant entwickelnde Wasserstofftechnologie und andererseits der Wasserstoff-Kreislauf diskutiert werden. Zum Ende des Kapitels ist es möglich Reduktionsreaktionen einzuführen. Zunächst soll jedoch die Vermutung, dass beim Löschversuch von Magnesium ein brennbares Gas entstanden ist, bestätigt werden.

#### Versuch 41: Kontrollierte Reaktion von Magnesium mit Wasser

Geräte: Duran<sup>®</sup>-Reagenzglas (16 x 160 mm), passender durchbohrter Stopfen mit Glasrohr, feuerfeste Unterlage, Glasstab (Ø 7 mm), Pipette, Holzspan

Chemikalien: Magnesiumband (GHS02 ) , Siedesteine

Versuchsaufbau:



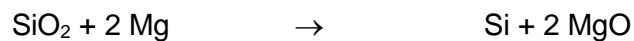
Durchführung: Zunächst füllt man mit Hilfe der Pipette etwa 2 cm hoch Wasser in das Reagenzglas und gibt einige Siedesteinchen dazu. Dann wird die Magnesiumband-Spirale, die durch Aufwickeln des Magnesiumbandes auf den Glasstab hergestellt wurde, so in das Reagenzglas geschoben, dass ihr Abstand zur Wasseroberfläche etwa 3 cm beträgt. Das Reagenzglas wird über der feuerfesten Unterlage schräg in ein Stativ eingespannt, dabei sollte sich die Klammer nahe an der Öffnung befinden! Anschließend verschließt man das Glas mit dem durchbohrten Stopfen mit Glasrohr.

Das Magnesiumband wird von außen erst langsam, dann kräftig erhitzt. Sobald eine Reaktion einsetzt, erhitzt man das Wasser bis zum Sieden und hält es so auf Temperatur, dass es durchgängig siedet. Nun wird der brennende Holzspan an die Öffnung des Glases gehalten.

Beobachtung: Das zunächst ruhig abbrennende Magnesium reagiert bei Kontakt mit Wasserdampf heftig unter Licht- und Wärmeabgabe. Das austretende Gas lässt sich entzünden. Im Reagenzglas ist die Bildung eines weißen Nebels zu beobachten, der sich an der Reagenzglaswand niederschlägt. Im Bereich, in dem das Magnesium reagiert hat, ist das Reagenzglas dunkelbraun bis schwarz gefärbt.

Deutung: Erhitzt man das Magnesium, reagiert es zunächst mit dem Luftsauerstoff im Reagenzglas. Strömt dann Wasserdampf über das brennende Metall, reagiert es mit Wasser zu Magnesiumoxid und Wasserstoff, der aus dem Reagenzglas ausströmt und sich am Glasrohr entzünden lässt. Das weiße Reaktionsprodukt im Reagenzglas ist Magnesiumoxid.

Bei dem schwarzen Belag an der Reagenzglaswand handelt es sich um Silicium. Gläser bestehen aus Silicaten, die in einer Parallelreaktion mit Magnesium nach folgender Gleichung zu Silicium reagieren.



Magnesiumoxid als Produkt der Reaktion zwischen Magnesium und Luftsauerstoff kennen die Schülerinnen und Schüler, denn die Metalloxide sind ihnen als die Verbrennungsprodukte der Metalle geläufig. Dass aber Magnesium mit Wasser auch zu Magnesiumoxid und einem brennbaren Gas reagiert, ist verblüffend.

Aufgrund ihrer Kenntnisse aus den vergangenen Stunden sollten sie jedoch in der Lage sein, die ablaufenden Vorgänge mit Worten zu erklären. Magnesium verbindet sich in jedem Fall mit Sauerstoff, der beim normalen Abbrennen aus der Luft, bei der Reaktion mit Wasser jedoch aus dem Wasser kommen muss. Im Falle der Reaktion mit Wasser entsteht neben Magnesiumoxid aus dem Wasser ein weiterer, gasförmiger Stoff, der brennbar ist. Dieser Stoff wird als Wasserstoff bezeichnet. Für die Reaktion kann folgende Wortgleichung formuliert werden:



Didaktische Anmerkung:

Zum ersten Mal im Laufe der Konzeption entsteht bei einer chemischen Reaktion ein brennbares Gas, der Wasserstoff.

Die Entstehung von Wasserstoff ist auch die Ursache dafür, dass sich Magnesium nicht mit Wasser löschen lässt, sondern noch stärker brennt. Wie verhängnisvoll es sein kann, wenn man versucht, Magnesium mit Wasser zu löschen, zeigt das Beispiel der Explosion einer Feuerwerksfabrik in Enschede. Hier wurde vermutlich Wasser als Löschmittel für die brennenden Fabrikhallen, in denen Magnesiumpulver lagerte, genutzt [2].

BM Enschede/Berlin – Nach der verheerenden Explosion in der Feuerwerksfabrik im niederländischen Enschede haben Experten aus Deutschland schwere Vorwürfe gegen die Firma erhoben. Die Suche nach Opfern unter den Schuttbergen dauert vermutlich noch bis in die kommende Woche. Hoffnungen, Überlebende zu finden, hat die Polizei dabei kaum noch. Viele Bürger der Stadt machten ihrem Unmut über die Betreuung der Obdachlosen und Verletzten sowie über die Informationspolitik der Behörden Luft.

Über die Ursache für die verheerenden Detonationen am Samstag gibt es bisher nur Vermutungen. Experten nehmen an, dass die Katastrophe entweder durch das Löschwasser in Verbindung mit brennendem Magnesium oder durch die unsachgemäße Lagerung von Kaliumperchlorat und Aluminium, einer so genannten Blitzknallbombe, ausgelöst wurde.

Jedoch nicht nur in Enschede, sondern auch bei anderen Unglücken wurde Wasser als Löschmittel für Leichtmetallbrände eingesetzt. Die Folge davon waren starke Explosionen. Das große Gefahrenpotential, das offensichtlich vom Wasserstoff ausgeht, soll Anlass geben, den Wasserstoff genauer zu untersuchen. Da der bei der Reaktion von Magnesium und Wasser entstehende Wasserstoff schwer aufzufangen ist, kann man für die Untersuchungen als Wasserstoffquelle eine Druckgasflasche oder den Kipp'schen Gasentwickler nutzen.

Die schon bei den letzten Experimenten beobachtete Flammerscheinung lässt darauf schließen, dass der Wasserstoff sehr leicht brennbar ist. Die Verbrennung ist Gegenstand des folgenden Versuchs.

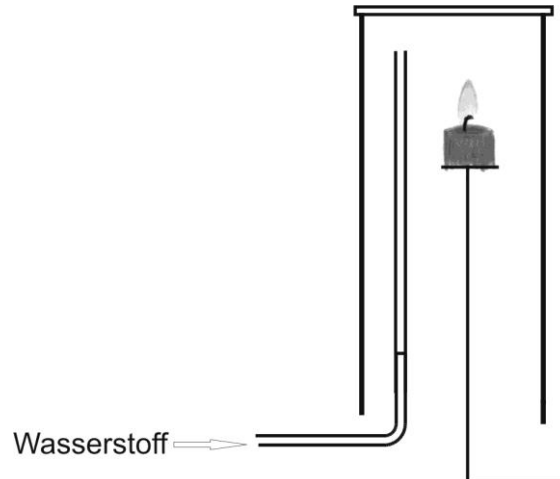
### Versuch 42: Verbrennen von Wasserstoff\*

Geräte: großer Standzylinder, Gummischlauch (ca. 40 cm), Metalldraht mit Grundbrettchen und Kerzenstumpf

Chemikalien: Wasserstoff (GHS02 , GHS04 )

Durchführung: Man spannt den Standzylinder mit der Öffnung nach unten so ein, dass zwischen Tischplatte und Öffnung genügend Platz ist, um die Kerze mit Hilfe des Drahtes ungehindert einschieben zu können. Der Schlauch wird bis zum Boden des Zylinders geführt. Nun leitet man Wasserstoff ein. Während des Füllens wird der Schlauch langsam aus dem Zylinder herausgezogen. Ist der Zylinder mit Wasserstoff befüllt, wird nun die Kerze angezündet und zügig in den Standzylinder eingeführt. Um den Effekt zu verdeutlichen, kann die Kerze mehrfach langsam heraus und zügig wieder hineingeführt werden.

Es wird empfohlen, den Versuch zweimal hintereinander durchzuführen, um so ein gezieltes Beobachten zu ermöglichen.

Versuchsaufbau:

**Beobachtung:** Beim Einführen der Kerze kommt es zu einer kurzen Verpuffung. Die Kerze erlischt im Standzylinder. Zieht man sie heraus, fängt sie wieder an zu brennen. Erneutes Einführen führt zum Erlöschen. Bei genauerem Hinsehen kann man beobachten, wie der Wasserstoff langsam mit blass-blauer Flamme verbrennt und der Beschlag an den Seitenwänden des Zylinders nach oben wandert.

**Deutung:** Wasserstoff ist nur in Gegenwart von Luft brennbar. Anders als Sauerstoff unterstützt er die Verbrennung nicht. Aus diesem Grunde erlischt die Kerze, wenn man sie in die Wasserstoffatmosphäre bringt. Durch das Herausziehen gerät die Kerze wieder in die Brennzone und wird gezündet. Wasserstoff verbrennt im Zylinder unter Wärmeabgabe mit kaum sichtbarer, blauer Flamme. Beim Verbrennen des Gases entsteht im Standzylinder Wasserdampf, der sich an der Wand des Zylinders niederschlägt. Es ist möglich, folgende Wortgleichung zu formulieren:

Didaktische Anmerkung:

Durch den entstehenden Beschlag an der Wand des Zylinders wird ein erster Hinweis auf das Verbrennungsprodukt von Wasserstoff und Sauerstoff gegeben. Außerdem konnte man beim ersten Anzünden des Gases eine kurze Verpuffung hören, die weitere Reaktion verlief aber ruhig und kontrolliert. Da die Bedingungen für Explosionen bekannt sind, können die Schülerinnen und Schüler selbstständig darauf schließen, dass Wasserstoff allein keine Gefahr darstellt. Er ist zwar brennbar, unterhält aber die Verbrennung nicht. In der Wasserstoff-Atmosphäre erlischt die Kerze. Erst bei der Ausbildung eines Wasserstoff-Luft-Gemisches besteht Explosionsgefahr. Wie gefährlich diese Gemische dann allerdings sind, soll im nächsten Versuch demonstriert werden [15].

**Versuch 43: Explosion eines Wasserstoff-Luft-Gemisches**

**Geräte:** Plexiglasrohr mit Piezo-Zünder ( $V \approx 1 \text{ L}$ , im Lehrmittelhandel erhältlich), 100-mL-Kolbenprober

**Chemikalien:** Wasserstoff (GHS02 , GHS04 )

Durchführung: In das Plexiglasrohr, welches senkrecht mit der Öffnung nach unten und in einer Höhe von etwa 30 cm eingespannt ist, werden ca. 20 Volumenprozent Wasserstoff mit Hilfe des Kolbenprobers eingeleitet (2 x 100 mL). Das Rohr wird verschlossen. Nun ist es anzuraten, die Schülerinnen und Schüler darauf hinzuweisen, dass der Mund zu öffnen und die Ohren zuzuhalten sind. Dann wird der Piezo-Zünder betätigt.

Beobachtung: Mit einem sehr lauten Knall fliegt der Deckel vom Rohr. Die Wände des Rohres sind mit Wasser beschlagen.

Deutung: Gemische aus Wasserstoff und Luftsauerstoff sind hochexplosiv und darum sehr gefährlich. Die Explosionsgrenzen liegen zwischen 4 und 75 % Vol. Wasserstoff in Luft [16], so dass fast jedes Gemisch explodiert. Wasserstoff-(Luft)Sauerstoff-Gemische innerhalb der Explosionsgrenzen werden generell als „Knallgas“ bezeichnet.



Didaktische Anmerkung:

Das „Ploppen“, welches beim Zünden von Wasserstoff zu beobachten war, ist wesentlich leiser als der Knall bei dieser Reaktion. Ist ein Gefäß also nicht vollständig mit Wasserstoff, sondern mit einem Gemisch gefüllt, so kommt es nicht zur kontrollierten Verbrennung, sondern zu lautstarken und gefährlichen Explosionen.

Beim Arbeiten mit Wasserstoff, insbesondere vor dem Entzünden von Wasserstoffströmen ist darum immer zu prüfen, ob der Gasstrom wirklich nur aus Wasserstoff besteht und sich auf keinen Fall mehr Luft im Reaktionsgefäß befindet. Sollte dies nicht der Fall sein, so kann es in den entsprechenden Reaktionsgefäßen zu Explosionen kommen. Besonders bei der Arbeit mit dem Kipp'schen Gasentwickler ist dies zu beachten. Die Überprüfung muss immer in Form der so genannten „Knallgasprobe“ erfolgen!

### **Versuch 44: Knallgasprobe\***

*Kurzbeschreibung:*

Zunächst füllt man ein Reagenzglas pneumatisch vollständig mit Wasserstoff (GHS02 , GHS04 ) , verschließt es mit einem Stopfen oder dem Daumen und hält es mit der Öffnung schräg nach unten an die Brennerflamme. Nun entfernt man den Daumen oder den Stopfen. Nach der Zündung verbrennt der Wasserstoff langsam mit blass-blauer Flamme. Anschließend füllt man ein weiteres Reagenzglas zur Hälfte mit Wasser, leitet dann pneumatisch Wasserstoff ein bis sich kein Wasser mehr im Glas befindet und hält es dann an die Brennerflamme. Das Wasserstoff-Luft-Gemisch reagiert mit einem Pfeifen. Dieser Vorgang wird als „Knallgasprobe“ bezeichnet. Auf diese Art und Weise kann man feststellen, ob Apparaturen vollständig mit Wasserstoff oder mit gefährlichem Knallgas gefüllt sind.

Didaktische Anmerkung:

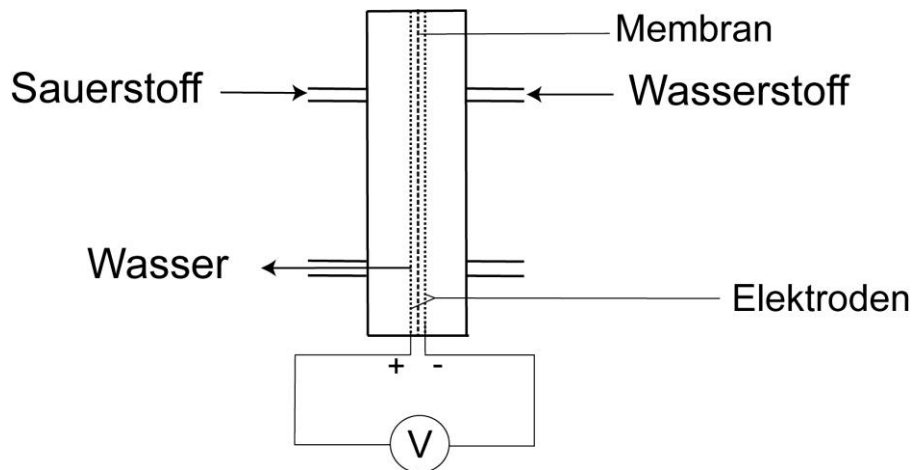
Die Heftigkeit der Reaktion lässt Parallelen zu den Explosionsversuchen mit Benzin und Erdgas erkennen. Auch dort fanden heftige Explosionen statt. Offensichtlich reagiert Wasserstoff mit Luft ähnlich wie Benzin, das die Schülerinnen und Schüler nicht nur als Feuerzeugbenzin, sondern

besonders als den Treibstoff für PKWs kennen gelernt haben. Bei beiden Reaktionen wird Energie abgegeben.

Da bei der Verbrennung von Wasserstoff lediglich Wasser entsteht, stellt Wasserstoff scheinbar eine Alternative zu den fossilen Brennstoffen oder deren Veredelungsprodukten dar, durch deren Verbrennung das Treibhausgas Kohlenstoffdioxid freigesetzt wird. Dieser energiepolitisch interessante Ansatz soll Anlass geben, sich aufgrund der globalen Erwärmung und des ständig steigenden Benzin- und Heizölpreises mit der Verwendung von Wasserstoff als Treib- und Heizstoff auseinanderzusetzen.

In der deutschen Automobilindustrie verfolgt man derzeit zwei verschiedene Ansätze. Es ist möglich, den Wasserstoff in einem herkömmlichen Verbrennungsmotor zu verbrennen. Die Firma BMW arbeitet an Modellen, die mit solchen Wasserstoff-Verbrennungsmotoren betrieben werden [17]. Der Wirkungsgrad dieser Motoren ist jedoch aufgrund des Carnot-Faktors, der für alle Wärmekraftmaschinen gilt, begrenzt. Außerdem entstehen bei den Verbrennungsvorgängen im Motor Stickoxide, die selbst Atemgifte sind und letztendlich auch zur erhöhten Ozonkonzentration in Ballungsgebieten führen.

Andere Automobilhersteller, wie beispielsweise DaimlerChrysler [18], setzen auf Brennstoffzellen, mit deren Hilfe es möglich ist, die Reaktionsenergie auf direktem Wege in elektrische Energie umzuwandeln und die Fahrzeuge nicht länger mit Verbrennungsmotoren, sondern mit leisen und schadstofffreien Elektromotoren zu betreiben. Da Brennstoffzellen in Zukunft wahrscheinlich nicht nur in Fahrzeugen, sondern auch in Laptops, Handys und anderen mobilen elektrischen Geräten zu finden sein werden, die heute noch mit Akkumulatoren funktionieren, ist es sinnvoll, die Brennstoffzelle auch im Rahmen dieser Unterrichtseinheit zu betrachten. Momentan gibt es sechs Typen von Brennstoffzellen, die mit unterschiedlichen Brennstoffen und auf unterschiedliche Art und Weise arbeiten. An dieser Stelle soll jedoch nur die PEM-Brennstoffzelle (**P**roton-**E**xchange-**M**embrane) betrachtet werden, da sie als Brennstoff den Wasserstoff nutzt und in der Schule völlig problem- und gefahrlos zu handhaben ist. In den letzten Jahren sind vielfältige Informations- und Unterrichtsmaterialien zur Wasserstofftechnologie erschienen. Einige beschreiben lediglich den Bau und die Funktionsweise der PEM-Zelle, andere zeigen den Weg des Wasserstoffs von der Herstellung bis zur Umsetzung in der Zelle auf. Da die chemischen Prozesse für die Schülerinnen und Schüler im Detail noch nicht verständlich sind, sollten der Aufbau und die Wirkungsweise vereinfacht betrachtet werden.




In der PEM-Brennstoffzelle werden Wasserstoff und Luftsauerstoff auf die Elektroden aus Kohlenstoff und Platin geleitet. Sie reagieren unter Abgabe von elektrischer Energie kontrolliert zu Wasser.

Brennstoffzellen sind seit einigen Jahren in allen gängigen Lehrmittelkatalogen erhältlich und mittlerweile auch erschwinglich. Auf Anfrage ist es möglich, nur eine Zelle, mehrere Zellen oder einen ganzen Experimentierkasten zu bestellen. Für den folgenden Versuch benötigt man lediglich eine Zelle, deren Preis zwischen 80 und 100 € liegt. Im sich anschließenden Experiment soll die Funktionsfähigkeit der Brennstoffzelle untersucht werden.

### Versuch 45: Brennstoffzellenbetrieb

**Geräte:** PEM-Brennstoffzelle, Kleinmotor (Anlaufspannung ca. 0,5 V), Reagenzglas (30 x 200 mm) mit seitlichem Ansatz, Stopfen, Schlauch, Kabel

**Chemikalien:** Haushaltsessig ( $w \approx 5\%$ ), Magnesiumspäne (GHS02 )

**Durchführung:** Die Elektroden der Brennstoffzelle werden mit den Kontakten des Elektromotors verbunden. In dem Reagenzglas mit seitlichem Ansatz wird durch die Reaktion von Magnesiumspänen mit Haushaltsessig Wasserstoff hergestellt und dieser in den Wasserstoffeinlass der Zelle geleitet. Bleibt der Motor stehen, so bläst man mit einem Handgebläse oder mit einem Kolbenprober Luft in den Sauerstoffeinlass der Zelle.

**Hinweis:** Den Sauerstoff-Auslass sollte man mit einem langen Schlauch versehen. Dieser sorgt dafür, dass es in der Sauerstoffkammer wirklich zu einer Verarmung an Sauerstoff kommt und das Gas nicht durch Diffusionsvorgänge ständig nachgeliefert werden kann.

**Beobachtung:** Leitet man Wasserstoff in den dafür vorgesehenen Einlass der Brennstoffzelle, läuft der Motor an, bleibt aber nach einiger Zeit, die abhängig von der Leistung des Motors ist, trotz kontinuierlicher Wasserstoffzufuhr stehen. Bläst man Luft in den Sauerstoff-Einlass der Brennstoffzelle, so läuft der Motor wieder an.

**Deutung:** In der Brennstoffzelle findet eine Reaktion zwischen Wasserstoff und Sauerstoff unter Abgabe von elektrischer Energie statt. Die Stoffe werden dabei verbraucht. Steht einer der Ausgangsstoffe nicht mehr zur Verfügung, so kann keine weitere Reaktion stattfinden. Der Stromfluss kommt zum Erliegen.



Didaktische Anmerkung:

Die Schülerinnen und Schüler kennen die Reaktion von Wasserstoff und Sauerstoff einerseits in Form der Knallgasreaktion, andererseits auch als kontrollierte Verbrennungsreaktion. In beiden Fällen wurde der größte Teil der Energie in Form von Wärme frei. In der Brennstoffzelle ist die Reaktion zunächst nicht so deutlich zu beobachten. Doch der vorübergehende Stromfluss bei Zufuhr von Wasserstoff und sein Erliegen, das offenbar auf den Sauerstoffmangel zurückzuführen ist, lassen darauf schließen, dass Wasserstoff und (Luft)Sauerstoff miteinander zu Wasser reagieren und dabei Energie in Form von elektrischem Strom abgegeben wird.

Ein Reaktionsprodukt ist zunächst nicht zu beobachten. Nach längerem Betrieb der Brennstoffzelle kann man aber einen Wasseraustritt aus der Zelle feststellen. Doch aufgrund der Vorkenntnisse können die Schülerinnen und Schüler auch ohne eine merkliche Wasserbildung auf das Reaktionsprodukt Wasser schließen.

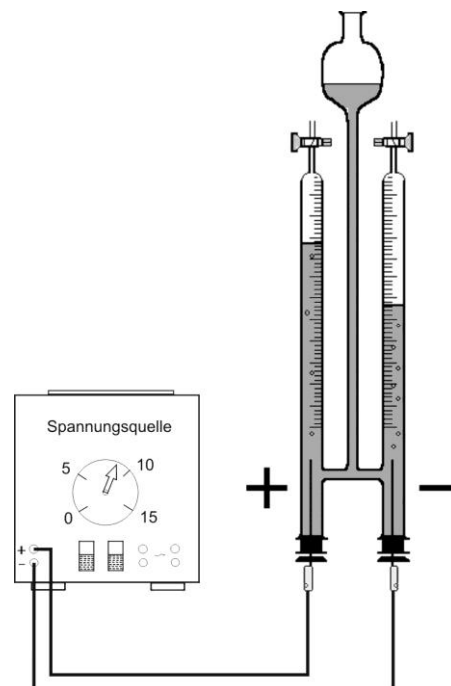
Nun steht die Frage im Raum, auf welchem Wege man Wasserstoff in größeren Mengen herstellen kann. Eine Möglichkeit wäre, die Vorgänge in der Brennstoffzelle umzukehren und somit aus Strom und Wasser Wasserstoff zu gewinnen. Da Wasser den elektrischen Strom schlecht leitet, wird bei dem Versuch, Wasser zu zerlegen, kaum etwas zu beobachten sein. Um das Wasser dennoch mit Hilfe von Strom zerlegen zu können, wird die Leitfähigkeit durch Zugabe von Schwefelsäure erhöht.

**Versuch 46: Zerlegen von Wasser mit Hilfe des elektrischen Stroms**

Geräte: Hofmann'scher Apparat, 2 Platinelektroden, regelbare Gleichspannungsquelle (0-15 V), 2 Reagenzgläser (10 x 100 mm)

Chemikalien: Schwefelsäure  $c = 0,5 \text{ mol/l}$  (GHS05 )

Versuchsaufbau:



Durchführung: Man befüllt den Hofmann'schen Apparat mit der verdünnten Schwefelsäure, verbindet die Elektroden mit der Gleichspannungsquelle und regelt die Spannung so ein, dass eine deutliche Gasentwicklung zu erkennen ist (ca. 15V). Nach 3 min schließt man die Hahnkücken und beobachtet die Elektroden. Wenn sich ein Schenkel des Hofmann'schen Apparats zu zwei Dritteln mit Gas gefüllt hat, wird der Strom abgeschaltet und das Volumenverhältnis notiert. Die Gase können nun über die Hähne abgelassen und in Reagenzgläsern aufgefangen werden. Mit Hilfe der Glimmspanprobe und der Knallgasprobe werden Sauerstoff und Wasserstoff nachgewiesen.

Beobachtung: Sofort nach dem Anlegen der Spannung ist an beiden Elektroden eine Gasentwicklung zu beobachten. Die Gase liegen nach der Zerlegung im Volumenverhältnis 2:1 vor. Das Gas, welches am Minuspol entsteht, verbrennt mit einer blass-blauen Flamme. Das, welches sich am Pluspol gebildet hat, entzündet den glimmenden Span.

Deutung: Wasser wird durch den elektrischen Strom in Wasserstoff und Sauerstoff zerlegt. Es kann folgende Wortgleichung formuliert werden.



Es ist also möglich, mit Hilfe des elektrischen Stromes aus Wasser Wasserstoff zu gewinnen. Als „Abfallprodukt“ entsteht dabei Sauerstoff. Vorgänge, bei denen Stoffe mit Hilfe des elektrischen Stroms zerlegt werden, nennt man Elektrolyse.

Didaktische Anmerkung:

Alternativ zum Hofmann'schen Apparat gibt es seit einiger Zeit so genannte „Elektrolyser“, die mit destilliertem Wasser betrieben werden. Sie besitzen eine protonenleitende Membran, welche den Elektrolyten ersetzt. Man findet sie beispielsweise in Schülerübungskästen zur Thematik „Wasserstoff-Sauerstoff-Brennstoffzellen“. Auf der Webseite [www.heliocentris.com](http://www.heliocentris.com) stehen weiterführende Informationen zur Verfügung.

Betrachtet man die beiden vorangegangenen Versuche unter stofflichem und energetischem Aspekt, so kann man einen Kreislauf erkennen, in dem der Wasserstoff die (im wahrsten Sinne des Wortes) „tragende“ Rolle spielt. Er wird aus diesem Grunde auch als sekundärer Energieträger bezeichnet.

In der Brennstoffzelle geschieht Folgendes:

**Wasserstoff und Sauerstoff reagieren unter Energieabgabe zu Wasser.**

Wird bei einer chemischen Reaktion Energie in Form von Wärme, Licht oder Strom abgegeben, so ist diese Reaktion exotherm.

In der Elektrolyseapparatur (oder dem „Elektrolyser“) beobachtet man den umgekehrten Vorgang:

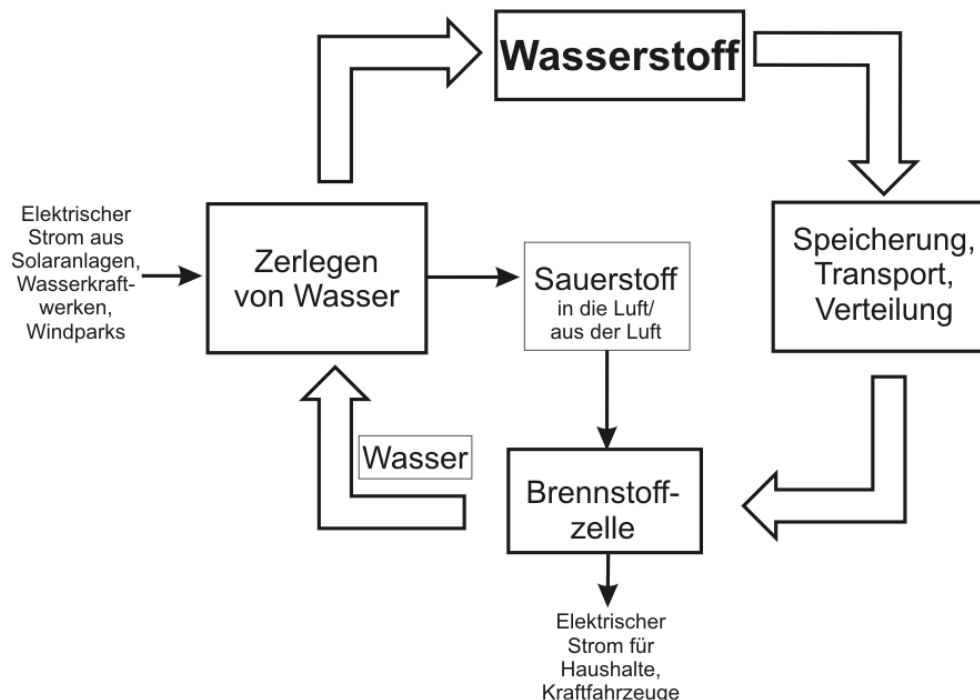
**Wasser reagiert unter Energieaufnahme zu Wasserstoff und Sauerstoff.**

Wird für eine chemische Reaktion Energie benötigt, also in Form von Wärme, Licht oder Strom aufgenommen, so ist diese Reaktion endotherm.

Bei der Bildung von Wasser aus Wasserstoff und Sauerstoff in der Brennstoffzelle, aber auch beim Verbrennen von Wasserstoff im Reagenzglas, handelt es sich um eine exotherme Reaktion.

Das Zerlegen von Wasser durch elektrischen Strom ist eine endotherme Reaktion. Die thermische Zerlegung von Wasser, die erst ab etwa 2200 °C stattfindet, lässt sich im Schulbetrieb leider nicht demonstrieren, ist aber ein weiterer Beleg dafür, dass die Zerlegung von Wasser eine endotherme Reaktion ist.

Anhand der gewonnenen Erkenntnisse ist es nun zum Beispiel in Schülergruppen möglich, den Kreislauf des Wasserstoffs in Schemata darzustellen. Diese können anschließend diskutiert werden. Problempunkte bezüglich der Gewinnung von Strom aus alternativen Energiequellen sowie der Lagerung und des Transports und die hohen technologischen Anforderungen an die Brennstoffzellen lassen sich thematisieren.



Nach der ausführlichen Behandlung des Wasserstoffs, energetischen Betrachtungen und dem kurzen Exkurs in die Brennstoffzellentechnologie ist es sinnvoll, die im Verlaufe der Einheit gewonnenen Kenntnisse zu wiederholen, zu systematisieren sowie neue Begriffe einzuführen.

Ausgangspunkt soll die Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff sein:



Bei der Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff zu Wasser handelt es sich um eine **Oxidation**. Wasser ist das Oxid des Wasserstoffs.

Weiterhin wurde die Rückreaktion betrachtet:



Beim Zerlegen von Wasser stellt sich heraus, dass es sich hierbei um die Umkehrung der Oxidation von Wasserstoff handelt. Wasser wird in seine Elemente Wasserstoff und Sauerstoff zerlegt oder „zurückgeführt“. Es lässt sich wie folgt formulieren:

Bei der Reaktion von Wasser zu Sauerstoff und Wasserstoff handelt es sich um eine **Reduktion**. Das Oxid des Wasserstoffs wird zerlegt.

Der Begriff Reduktion hat seinen Ursprung im lateinischen „reducere“, was soviel wie „zurückführen“ bedeutet. Wasser wird „zurückgeführt“, es wird in seine Bestandteile zerlegt.

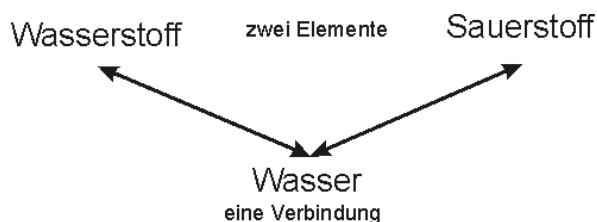
Schon 1783 belegte A. L. Lavoisier entgegen allen bisherigen Vorstellungen, dass es sich beim Wasser nicht um ein Element, sondern um eine aus Wasserstoff und Sauerstoff zusammengesetzte Verbindung handelt. Er leitete Wasserdampf über glühende Eisennägel und erhielt die Produkte Wasserstoff und Eisenoxid. Damit war der Beweis erbracht, dass Wasser nicht mehr den chemischen Elementen zugeordnet werden darf, denn chemische Elemente waren nach Robert Boyle Reinstoffe, die mit chemischen Methoden nicht weiter zerlegt werden können. Das jahrhundertlang als Element gehandelte Wasser hatte sich als eine chemische Verbindung herausgestellt.

Spätestens in diesem Zusammenhang müssen die Begriffe Element und Verbindung geklärt werden. Wasser lässt sich zu Sauerstoff und Wasserstoff zerlegen. Diese beiden Stoffe lassen sich nicht weiter zerlegen. Man kann folgendes festhalten:

Bei einem **chemischen Element** handelt es sich um einen reinen Stoff, der sich mit chemischen Methoden nicht in andere Stoffe zerlegen lässt.

Wasserstoff und Sauerstoff „verbinden“ sich. Sie reagieren miteinander wieder zu Wasser.

Eine **chemische Verbindung** ist ein reiner Stoff, der mit chemischen Methoden in mindestens zwei verschiedene Stoffe zerlegt werden kann.



Nun stellt sich für die Schülerinnen und Schüler die Frage, ob Wasser das einzige Oxid ist, welches man zerlegen, oder anders gesagt „reduzieren“ kann. Sollten Vorschläge von Seiten der Lernenden kommen, ein Metalloxid mit Hilfe des elektrischen Stroms zu zerlegen, kann man dies beispielsweise am festen Kupferoxid, aber auch an anderen Oxiden versuchen. Nach den negativen Versuchsergebnissen sollte den Schülerinnen und Schülern jedoch mitgeteilt werden, dass man alle Metalloxide elektrolytisch zerlegen kann. Das gelingt jedoch nur, wenn diese als Schmelze vorliegen.

Dass die Zufuhr von Wärme auch zur Reduktion eines Oxids führen kann, könnten einige Schülerinnen oder Schüler sicher noch vermuten. Unwahrscheinlich ist aber, dass die Lernenden aus den eigenen Erkenntnissen ableiten können, dass Silberoxid sich durch Temperaturerhöhung zerlegen lässt. Da es schade wäre, ihnen diesen einfachen und erkenntnisreichen Versuch vorzuenthalten, kann an dieser Stelle von Seiten des Lehrers eine Vorgabe gemacht werden. Alle bisher erarbeiteten Begriffe können im Zusammenhang mit der Untersuchung der thermischen Zerlegung von Silberoxid angewendet und somit gefestigt werden.

### Versuch 47: Zerlegen von Silberoxid

Geräte: Reagenzglas (16 x 160 mm), Reagenzglasklammer, Holzspan

Chemikalien: Silberoxid (GHS03 , GHS05 , GHS09 )

Durchführung: Im Reagenzglas erhitzt man ein wenig Silberoxid und prüft an der Reagenzglasmündung mit dem glimmenden Span auf Sauerstoff.

Beobachtung: Der glimmende Span beginnt zu brennen. Das schwarze Silberoxid wird grau-weiß. An einigen Stellen im Reagenzglas lässt sich metallischer Glanz beobachten.

Deutung: Silberoxid lässt sich durch Zufuhr von Wärme reduzieren. Es reagiert in einer endothermen Reaktion zu Silber und Sauerstoff.



#### Didaktische Anmerkung:

Silberoxid lässt sich wie auch Wasser in einer endothermen Reaktion zerlegen. Es kann nun versucht werden, weitere Metalloxide mit Hilfe von Wärme zu zerlegen. Da Quecksilberoxid hoch giftig ist, darf die Reduktion desselben nicht demonstriert, jedoch besprochen werden. Leider scheitert das thermische Zerlegen (die thermische Reduktion) von Oxiden unter schulischen Bedingungen schon beim Kupferoxid.

Somit kann an dieser Stelle festgehalten werden:

**Wird einem Oxid der Sauerstoff entzogen, so nennt man diesen Vorgang Reduktion.**

Auch hier ist darauf zu achten, dass man nicht etwa den Wortlaut „Eine Reduktion ist...“ wählt, sondern ganz gezielt eine solche Formulierung heranzieht, die einer späteren Erweiterung nicht widerspricht. Es empfiehlt sich, schon an dieser Stelle darauf hinzuweisen, dass es noch weitere Reaktionen gibt, die zu einem späteren Zeitpunkt als Reduktionsreaktionen bezeichnet werden.

Beim Rückblick auf den Ausgangspunkt der Betrachtungen, den Versuch einen Magnesiumbrand mit Wasser zu löschen, bietet sich den Schülerinnen und Schülern die Chance, sich die dritte Möglichkeit für das Zerlegen eines Oxides selbst zu erschließen. In den Experimenten 40 und 41 wurde gezeigt, dass brennendes Magnesium nicht mit Wasser gelöscht werden konnte, sondern bei Zugabe des Wassers noch heftiger brannte. Es wurde festgestellt, dass dieses Phänomen auf das Entstehen von Wasserstoff zurückzuführen ist. Neben Wasserstoff als Reaktionsprodukt entstand Magnesiumoxid. Es lässt sich die folgende Wortgleichung formulieren:



Offensichtlich lässt sich Wasser auch durch Magnesium zerlegen. Es reagiert in diesem Fall aber nicht zu Wasserstoff und Sauerstoff, sondern zu Wasserstoff und Magnesiumoxid. Neben der Reduktion von Wasser (dem Zerlegen von Wasser) findet gleichzeitig eine Oxidation von Magnesium zu Magnesiumoxid statt!



Wenn die thermische Reduktion von Kupferoxid (genau wie die von Wasser) nicht möglich ist, „schafft“ es möglicherweise das Magnesium, Kupferoxid zu reduzieren. Im folgenden Versuch soll dies untersucht werden.

### 3.6 Einführung der Redoxreaktionen

Nachdem verschiedene Oxidations- und Reduktionsreaktionen betrachtet wurden, ist es nun möglich, die Redoxreaktionen einzuführen. In diesem Fall ist der Unterrichtsgang so konzipiert, dass zunächst klassische Inhalte wie die Metall-Metalloxid-Reaktionen untersucht werden. Im Anschluss daran wird wieder auf Alltagsstoffe zurückgegriffen. Die im Laufe der Unterrichtseinheit gewonnenen Erkenntnisse werden dabei zusammengeführt.

#### Versuch 48: Reduktion von Kupferoxid mit Magnesium

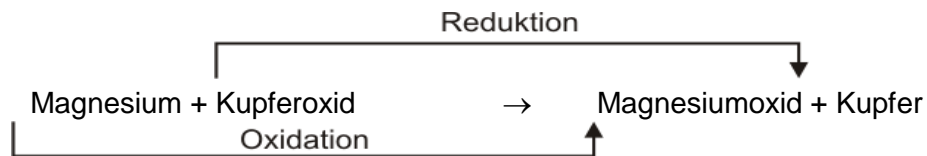
Geräte: Eisentiegel mit Deckel, Waage, Dreifuß mit Tondreieck, Tiegelflange

Chemikalien: Kupfer(II)-oxid (GHS09 ) in Drahtform, Magnesiumspäne (GHS02 ) nach Grignard, **ACHTUNG! Magnesium und Kupferoxid nicht in Pulverform einsetzen, Explosionsgefahr!**

Durchführung: Es werden 1,5 g Magnesium und 4 g Kupferoxid abgewogen und zunächst Magnesium, dann Kupferoxid in den Tiegel gegeben. Ein Durchmischen ist zu vermeiden. Der Tiegel wird mit dem Eisendeckel verschlossen und auf dem Tondreieck stark erhitzt. Setzt die Reaktion ein, so entfernt man den Brenner. Nachdem der Tiegel erkaltet ist (!), entfernt man den Deckel und betrachtet die Reaktionsprodukte.

Beobachtung: Nach spätestens 2 min beginnt der Tiegel zu glühen, in einigen Fällen klappert der Deckel. Entfernt man den Brenner zügig, so ist zu beobachten, dass der Tiegel trotzdem weiterglüht. Nach dem Entfernen des Deckels kann man Magnesiumoxid an seiner weißen Farbe und Kupfer an seinem roten Glanz erkennen. Kupfer ist zusammengeschmolzen.

Deutung: Auch Kupferoxid lässt sich durch Magnesium reduzieren. Magnesium wird oxidiert und reagiert wie erwartet zu Magnesiumoxid. Kupferoxid wird reduziert und reagiert zu Kupfer. Es lässt sich folgende Wortgleichung formulieren.



Bei der Reaktion ist nach dem Entfernen des Brenners noch ein lang anhaltendes Glühen des Eisentiegels zu beobachten. Sie verläuft also offensichtlich auch unter Wärmeabgabe. Diese ist sogar so groß, dass die Temperaturen über den Schmelzpunkt von Kupfer steigen und es zusammenschmilzt. Die Reaktion ist stark exotherm.

Didaktische Anmerkung:

Magnesium ist in der Lage Kupferoxid zu reduzieren. Das Kupferoxid wird reduziert, das Magnesium oxidiert. Erstaunlich ist, dass bei dieser Reaktion so viel Wärme frei wird, dass der Tiegel bei einsetzender Reaktion hellrot glüht, entstehendes Kupfer zusammenschmilzt und sich auf dem Tiegelboden sammelt. Wie das Verbrennen von Magnesium an der Luft, ist auch diese Reaktion stark exotherm.

Es finden also eine Reduktion und eine Oxidation gleichzeitig statt. Diese Reaktionsart wird auch als Redoxreaktion bezeichnet, abgeleitet von den Teilreaktionen **Reduktion** und **Oxidation**.

**Eine Redoxreaktion ist eine Reaktion, bei der Oxidation und Reduktion gleichzeitig ablaufen.**

Die sich anschließenden Versuche sind die „typischen“ Redoxreaktionen, welche in den meisten Lehrbüchern beschrieben und behandelt werden. Da sie meistens sehr effektiv sind und man die bisher gewonnenen Erkenntnisse gut festigen und ausbauen kann, sollen sie auch in diesem Unterrichtsgang nicht ausgespart werden.

Nachdem gezeigt wurde, dass sich Kupferoxid durch Magnesium zu Kupfer reduzieren lässt, stellt sich die Frage, ob Magnesium der einzige Stoff ist, welcher in der Lage ist,

Oxide zu zerlegen. Um dies zu überprüfen, wird versucht Kupferoxid mit Zink zu reduzieren.

### Versuch 49: Reaktion von Kupferoxid mit Zink

Geräte: Duran®-Reagenzglas (16 x 160 mm), passender Stopfen, feuerfeste Unterlage

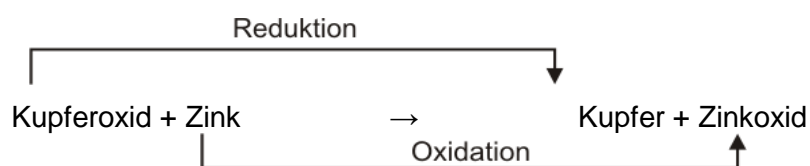
Chemikalien: Kupfer(II)-oxidpulver (GHS09 ) und Zinkpulver (GHS09 )

Durchführung: Im Reagenzglas mischt man 3,7 g Kupferoxidpulver und 3 g Zinkpulver (stöchiometrisches Gemisch), spannt das Glas über der feuerfesten Unterlage schräg ein und erhitzt das Gemisch von außen mit dem Brenner. Wenn die Reaktion startet, wird der Brenner sofort entfernt.

**Vorsicht! Reagenzglasöffnung nicht auf Personen richten!**

Beobachtung: Nachdem die Reaktion eingesetzt hat, glüht das Gemisch selbstständig, teilweise heftig durch. Es bildet sich ein weißer Rauch, der sich an der heißen Reagenzglaswand gelblich färbt. Außerdem kann man nach dem Abkühlen an einigen Stellen an der Reagenzglaswand einen rötlichen Spiegel erkennen.

Deutung: Kupferoxid reagiert mit Zink unter Energieabgabe in Form von Wärme zu Kupfer und Zinkoxid. Zinkoxid ist in der Hitze gelb und bei Raumtemperatur weiß.



Zink wird dabei oxidiert, Kupfer wird reduziert. Die Reaktion ist exotherm.










#### Didaktische Anmerkung:

Auch Zink ist in der Lage dem Kupferoxid den Sauerstoff zu entziehen. Es wird dabei zu Zinkoxid oxidiert. Kupferoxid wird zu Kupfer reduziert.

Sowohl Magnesium als auch Zink sind in der Lage, Kupferoxid zu reduzieren. Da den Schülerinnen und Schülern Eisen und Aluminium auch bekannt sind, bietet es sich an dieser Stelle an, systematisch zu untersuchen, welches Metall welchem Metalloxid den Sauerstoff entziehen kann. Die Ergebnisse werden in einer Übersicht zusammengestellt.

### Versuch 50: Redoxreihe der Metalle\*

Geräte: Duran®-Reagenzgläser (16 x 160 mm), feuerfeste Unterlage

Chemikalien: folgende Metalle und Metalloxide in Pulverform: Aluminium (GHS02 , GHS09 ), Kupfer (GHS02 , GHS09 ), Eisen (GHS02 ), Magnesium (GHS02 ) ggf. phlegmatisiert, Zink (GHS09 ), Aluminiumoxid, Kupferoxid (GHS09 ), Eisen(II,III)-oxid, Magnesiumoxid, Zinkoxid (GHS09 )

Durchführung: In einem Reagenzglas mischt man ein Metallpulver mit dem Oxid eines anderen Metalls stöchiometrisch. Dann wird das Reagenzglas schräg im Stativ



eingespannt und das Gemisch kräftig mit dem Brenner erhitzt. **Vorsicht: Kupferoxid darf nicht mit Magnesium- und mit Aluminiumpulver umgesetzt werden!**

Beobachtung:

	Aluminium	Kupfer	Eisen	Magnesium	Zink	
Aluminiumoxid	-----	-	-	+	-	+ Es findet eine Reaktion statt.
Kupferoxid	xxxx	-----	+	xxxx	+	- Es findet keine
Eisenoxid	+	-	-----	+	+	Reaktion statt.
Magnesiumoxid	-	-	-	-----	-	keine
Zinkoxid	+	-	-	+	-----	

Reaktion statt.

**xxxx Die Stoffe dürfen nicht miteinander umgesetzt werden!**

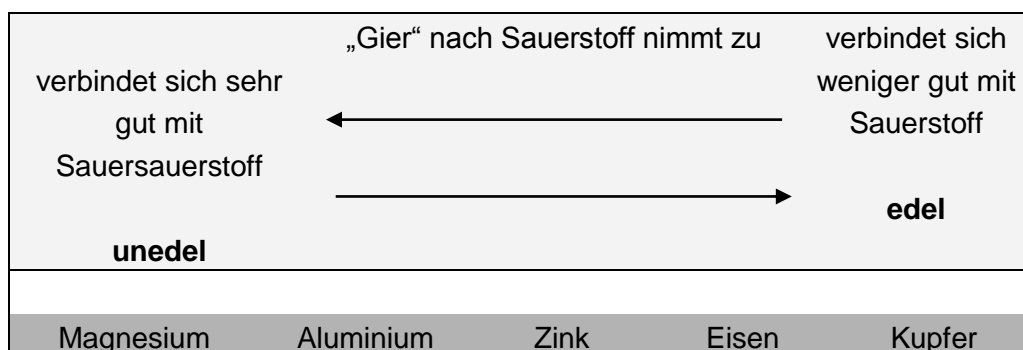
Deutung: Es wird deutlich, dass unedlere Metalle die Oxide edlerer Metalle reduzieren können.

#### **Fachliche Anmerkung:**

Setzt man phlegmatisiertes Magnesiumpulver ein, so verlaufen die Reaktionen weniger heftig. Die Empfindlichkeit dieses Pulvers wird durch Zusatzstoffe herabgesetzt. Es darf jedoch auf keinen Fall mit Kupferoxid umgesetzt werden!

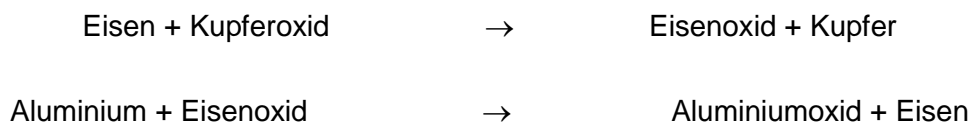
#### Didaktische Anmerkung:

Die Versuchsreihe eignet sich gut, um eine kleine, wie folgt beschriebene Redoxreihe aufzustellen. Die Schülerinnen und Schüler kennen sicherlich die Begriffe „edel“ und „unedel“ aus dem Alltag, können sie jedoch nicht unbedingt in einen chemischen Zusammenhang bringen. Aus den Beobachtungen gelingt es den Lernenden aber möglicherweise zu schlussfolgern, wie stark das Bestreben unterschiedlicher Metalle zum Sauerstoff ist. Dabei stellt sich heraus, dass unedle Metalle ein stärkeres, edle Metalle ein weniger starkes Bestreben zum Sauerstoff haben. Wesentlich einsichtiger als die Bezeichnung „Affinität zu Sauerstoff“ wird der Sachverhalt für die Schülerinnen und Schüler, wenn man von einer unterschiedlichen „Gier“ nach Sauerstoff spricht. Nach diesem Kriterium sollen die untersuchten Stoffe nun geordnet werden.



Des Weiteren ist es möglich, einfache Wortgleichungen für Redoxreaktionen zu formulieren.

z.B.:





Nach diesen Versuchen, die für die Erarbeitung der theoretischen Grundlagen zum Redoxbegriff zwar wichtig sind, sich aber kaum mit praktischen Erfahrungen verknüpfen lassen, soll nun eine technische Anwendung aus dem Alltag den Abschluss des Themas „Metall-Metalloxid-Reaktionen“ bilden.

Um Straßen- oder Eisenbahnschienen zu schweißen, nutzt man auch heute noch das Thermitverfahren. Dabei wird Aluminium mit Eisenoxid umgesetzt und es entsteht zunächst flüssiges Eisen, welches zwischen die Schienenstränge fließt, dort abkühlt und somit die Stränge miteinander verbindet. Dieser eindrucksvolle Prozess bietet sich an, um die erarbeiteten Kenntnisse anzuwenden. Das Thermitverfahren wird häufig auch als Aluminothermisches Schweißen bezeichnet und in der Literatur sind dazu verschiedene Versuchsvorschriften zu finden. In dieser Arbeit sollen sowohl eine für den Unterrichtsraum geeignete Variante als auch eine „Outdoor“-Variante beschrieben werden.

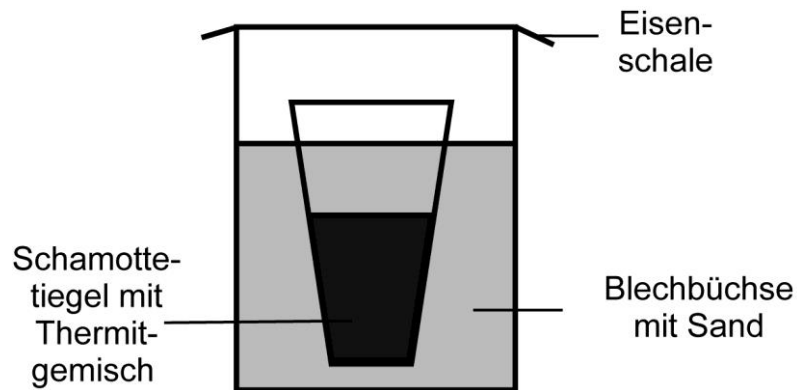
### Versuch 51a: Das Thermitverfahren (Indoor-Variante)

Geräte: Blechbüchse, Schamottetiegel, Eisenschale, Sand, 2 Tiegelzangen, Hammer, Uhrglas, Metallbehälter mit Wasser, Magnet

Chemikalien: Thermitgemisch (Eisen (III)-oxid oder Eisen (II,III)-oxid stöchiometrisch mit Aluminiumgrieß (GHS02 , GHS09 ) gemischt), pyrotechnische Spezialzünder (Gemisch und Zünder sind im Lehrmittelhandel erhältlich), Sand

**Achtung! Das Thermitgemisch muss unbedingt trocken sein!**

Vorbereitung: Der Schamottetiegel wird zunächst mit einem Uhrglas bedeckt und in die Blechbüchse gestellt, in welcher sich schon eine ca. 2 cm dicke Sandschicht befindet. Nun füllt man die Büchse mit so viel Sand, dass nur noch 1 cm des Tiegels herausragt. Anschließend wird der Tiegel zur Hälfte mit Thermitgemisch gefüllt und dieses festgedrückt.

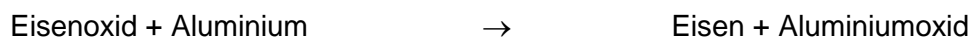
Versuchsaufbau:

Neben den Versuchsaufbau stellt man einen Metallbehälter mit Wasser.

Durchführung: Man zündet den Spezialzünder mit einem Brenner und hält ihn ca. 3 s in das Thermitgemisch. Nach dessen Zündung entfernt man den Zünder zügig, wirft ihn ins Wasser und bedeckt die Blechbüchse mit der Eisenschale. Nachdem die Reaktion beendet ist, wartet man etwa 1 min, entfernt die Eisenschale, hebt den Schamottetiegel vorsichtig aus der Büchse und kühlt ihn unter fließendem Wasser ab. Der ohnehin beschädigte Tiegel wird mit dem Hammer unter fließendem Wasser zerstört. Der Eisenregulus wird von der Schlacke getrennt und mit dem Magneten überprüft. Um die Härte der Schlacke zu demonstrieren, kann man ein Glasrohr oder eine Glasscheibe damit ritzen.

Beobachtung: Nach der Zündung reagiert das Thermitgemisch unter starker Wärmeabgabe. Die Reaktionsprodukte glühen noch Minuten nach Beendigung der Reaktion. Beim Zerstören des Tiegels findet man in seinem oberen Teil schwarze Schlacke. Auf dem Boden hat sich das flüssige Eisen der Form des Tiegels angepasst und ist zu einem Regulus zusammengeschmolzen.



Deutung: Aluminium und Eisenoxid haben unter starker Wärmeabgabe zu Eisen und Aluminiumoxid reagiert.



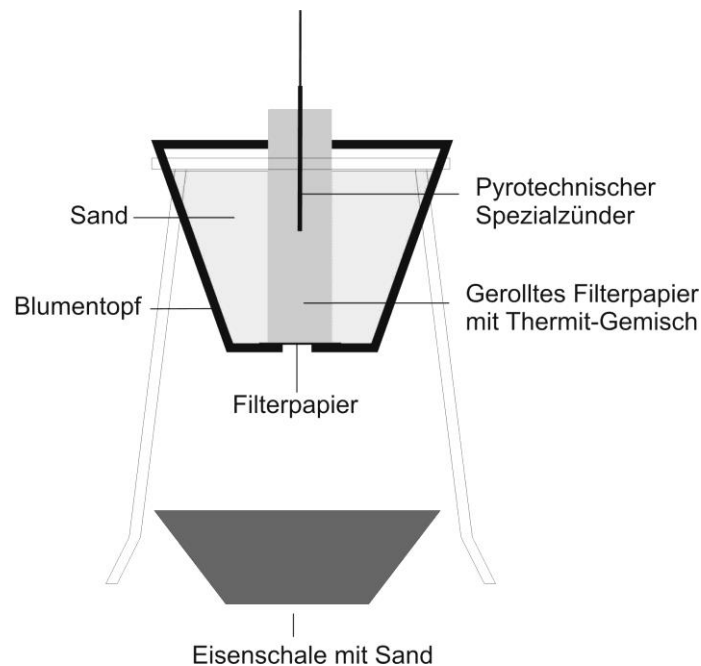
Die Temperatur wird während der Reaktion so hoch, dass das Eisen schmilzt und sich aufgrund seiner höheren Dichte am Boden des Tiegels sammelt. Bei der Schlacke handelt es sich um mit Eisenoxid verunreinigtes Aluminiumoxid.

### **Versuch 51b: Das Thermitverfahren (Outdoor-Variante)**

Geräte: Blumentopf aus Ton ( $\varnothing$  8-10 cm), passender Dreifuß, Eisenschale, Tiegelzange, Hammer und Amboss (schlagfeste Unterlage), Uhrglas, Filterpapier (10 x 20 cm), Magnet

Chemikalien: Thermitgemisch (Eisen (III)-oxid oder Eisen (II,III)-oxid stöchiometrisch mit Aluminiumgrieß (GHS02 , GHS09 ) gemischt), pyrotechnische Spezialzünder (Gemisch und Zünder sind im Lehrmittelhandel erhältlich), Sand

**Achtung! Das Thermitgemisch muss unbedingt trocken sein!**

Versuchsaufbau:

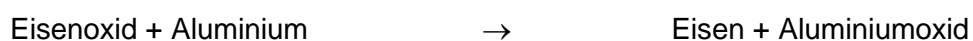
Vorbereitung: Man baut den Versuch entsprechend der Abbildung auf. Dazu wird zunächst das im Blumentopf befindliche Loch mit einem Filterpapier abgedeckt. Anschließend rollt man sich aus dem etwa 10x20 cm großen Filterpapierstück ein Rohr, welches über das mit dem Filterpapier abgedeckte Loch gestellt wird. Das Rohrinne füllt man mit Thermitgemisch und das Restvolumen des Blumentopfes mit Sand. Dabei ist so vorzugehen, dass die Füllstände innerhalb und außerhalb des Filterpapiers immer ungefähr gleich sind. Nun steckt man den pyrotechnischen Spezialzünder so weit in das Thermitgemisch, dass er sich noch mit Hilfe des Brenners entzünden lässt.

Durchführung: Man stellt nun den präparierten Blumentopf in den passenden Dreifuß und positioniert die mit Sand gefüllte Eisenschale darunter. Anschließend wird der Spezialzünder mit dem Brenner entzündet. Nun sollten einige Schritte Sicherheitsabstand vom Versuchsaufbau gewahrt werden.

Wenn die Reaktion beendet ist, lässt man den Aufbau ca. 5 min abkühlen, holt die Reaktionsprodukte mit Hilfe der Tiegelzange aus dem Sand und untersucht sie mit einem Magneten. Mit der Schlacke versucht man, das Uhrglas anzuritzen.

Beobachtung: Nach der Zündung reagiert das Thermitgemisch unter starker Wärmeabgabe. Aus dem Loch des Blumentopfes fließt eine rot glühende Masse in die mit Sand gefüllte Eisenschale. Beim Untersuchen der Reaktionsprodukte findet man im Inneren der schwarzen Schlacke einen magnetischen Eisenregulus. Mit der Schlacke kann Glas geritzt werden.

Deutung: Aluminium und Eisenoxid reagieren unter starker Wärmeabgabe zu Eisen und Aluminiumoxid.



Die Temperatur wird während der Reaktion so hoch, dass sowohl das Eisen als auch die Schlacke schmilzt und durch das Loch im Boden des Blumentopfes ausläuft. Bei der Schlacke handelt es sich um mit Eisenoxid verunreinigtes Aluminiumoxid. Die Schlacke ist so hart, dass man ein Glasrohr oder eine Glasscheibe damit ritzen kann.



#### Didaktische Anmerkung:

Wie schon erwähnt, sind die Metall-Metalloxid-Reaktionen zwar sehr effektiv, den Schülerinnen und Schülern aber in der Regel aus ihrem Alltag kaum geläufig. Um dennoch die anfänglich behandelten Oxidationsreaktionen mit dem Redoxbegriff zu verknüpfen und alle bisher betrachteten Sachverhalte unter dem „großen Dach der Redoxreaktionen“ zusammenzuführen, bietet es sich an, die bekannten Alltags- und Brennstoffe wie Campinggas oder Kerzenwachs nochmals heranzuziehen.

Bisher wurden Metalloxide immer durch andere Metalle reduziert. Ein Metall wurde dabei oxidiert, ein Metalloxid reduziert. Betrachtet man jedoch einmal den folgenden Versuch, so ist zu erkennen, dass scheinbar nicht nur Metalle in der Lage sind, Metalloxide zu zerlegen.

### **Versuch 52: Redoxreaktionen am Kupferblech in der Brennerflamme**

Geräte: Tiegelzange

Chemikalien: Kupferblech (ca. 8 x 5 cm), Campinggas (GHS02 , GHS04 )



Durchführung: Zunächst wird ein mindestens 8 x 5 cm großes Kupferblech in der Brennerflamme erhitzt und an der Luft abgekühlt, so dass es gleichmäßig mit Kupferoxid belegt ist. Anschließend bewegt man es angeschrägt horizontal und vertikal durch die Flamme des Brenners und beobachtet die farbliche Veränderung.

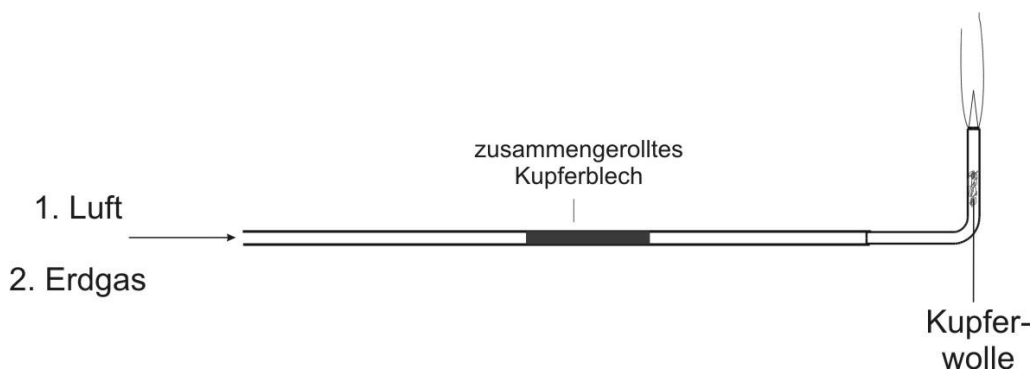
Beobachtung: Zunächst wird das Kupferblech vollständig schwarz, in der unteren Zone der Flamme wird es jedoch schnell wieder kupferfarben. Entfernt man das Blech aus der Flamme, so wird es sofort wieder schwarz.

Deutung: Die Schwarzfärbung ist auf Kupferoxid zurückzuführen, das bei der schon bekannten Reaktion von Kupfer und Luftsauerstoff entsteht. Ob die Reduktion des anfänglich entstandenen Kupferoxids etwas mit der Flamme, oder genauer gesagt, mit dem im unteren Bereich der Flamme noch unverbraucht vorliegenden Campinggas zu tun hat, soll im nächsten Versuch betrachtet werden.

### **Versuch 53: Reduktion eines Kupferoxidblechs durch Campinggas\***

Geräte: Verbrennungsrohr ( $\varnothing$  6 mm), Glasdüse, kurzes Schlauchstück, dünner Glasstab, Handgebläse

Chemikalien: Kupferblech, Campinggas (GHS02 , GHS04 ), Kupferwolle

Versuchsaufbau:

Durchführung: Man rollt mit Hilfe eines passenden Glasstabes ein Kupferblech zusammen, so dass es sich anschließend bequem in das Verbrennungsrohr einführen lässt. Nun erhitzt man die Zone, in der sich das Blech befindet, und leitet mit Hilfe des Handgebläses solange Luft durch das Rohr, bis das Blech vollständig schwarz ist. Jetzt wird das Handgebläse entfernt und eine Campinggasquelle über einen Schlauch an das Rohr angeschlossen. Dann lässt man Campinggas langsam über das erhitzte Kupferoxidblech strömen. Das Gas, welches das Verbrennungsrohr verlässt, wird verbrannt. Die Kupferwolle in der Glasdüse dient als Rückschlagssicherung.

Beobachtung: Nach kurzer Zeit färbt sich das Kupferoxidblech rot, es entsteht Kupfer.

Deutung: Campinggas reduziert Kupferoxid zu Kupfer. Die Reaktionsprodukte sind vermutlich Kohlenstoffdioxid und Wasser.






Didaktische Anmerkung:

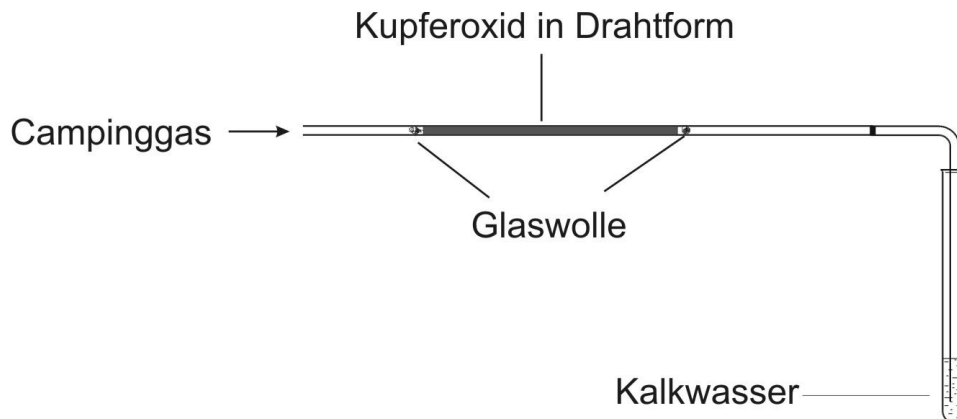
Es wird die Vermutung bestätigt, dass im Versuch 52 noch im unteren Bereich der Brennerflamme vorliegendes, unverbrauchtes Campinggas für die Reduktion von Kupferoxid verantwortlich war. Dabei muss das Campinggas oxidiert worden sein. Von den Verbrennungsreaktionen her wissen die Schülerinnen und Schüler, dass bei der Oxidation von Campinggas Kohlenstoffdioxid und Wasser entstehen. Also könnten sie entsprechende Reaktionsprodukte auch hier erwarten.

Um die Reaktionsprodukte nachzuweisen, müssen größere Mengen an Kupferoxid reduziert werden. Hierzu wird das Rohr mit Kupferoxid in Drahtform gefüllt und der Versuch wie skizziert aufgebaut.

### **Versuch 54: Nachweis der Reaktionsprodukte bei der Reaktion von Campinggas mit Kupferoxid**

Geräte: Verbrennungsrohr ( $\varnothing$  6 mm), Schlauchstückchen, Reagenzglas (30 x 200 mm), gewinkeltes Glasrohr

Chemikalien: Kupferoxid in Drahtform (GHS09 ) , Kalkwasser (GHS05  , GHS07  ) , Campinggas (GHS02  , GHS04  ) , Glaswolle

Versuchsaufbau:

Durchführung: Anfänglich wird der Gasstrom so eingestellt, dass ungefähr 3-5 Blasen pro Sekunde aus dem gewinkelten Glasrohr austreten. Jetzt erhitzt man das Kupferoxid scharf mit dem Brenner und beobachtet das Verbrennungsrohr und das Kalkwasser.

Beobachtung: Kurz nachdem die Reduktion von Kupferoxid einsetzt, beginnt sich das Kalkwasser zu trüben. Am nicht erhitzten Ende des Verbrennungsrohres kann man einen Beschlag mit anschließender Tröpfchenbildung beobachten.

Deutung: Campinggas reagiert mit Kupferoxid zu Kupfer, Kohlenstoffdioxid und Wasser.



Campinggas ist in der Lage, das Kupferoxid zu reduzieren. Als Reduktionsprodukt des Kupferoxids entsteht Kupfer, als Oxidationsprodukte des Campinggases entstehen Wasser und Kohlenstoffdioxid.

Didaktische Anmerkung:




Die Lernenden erkennen, dass bei der Oxidation von Campinggas durch Kupferoxid neben dem Kupfer Kohlenstoffdioxid und Wasser entstehen. "Reduktionsprodukt" ist Kupfer, Oxidationsprodukte sind Wasser und Kohlenstoffdioxid.

Es handelt sich bei den Oxidationsprodukten um die gleichen Stoffe, die bei der Verbrennung von Campinggas an der Luft entstehen. Aus diesem Grund kann man die Redoxreaktion, die zwischen Kupferoxid und Campinggas abläuft, auch als eine flammenlose Verbrennung bezeichnen.

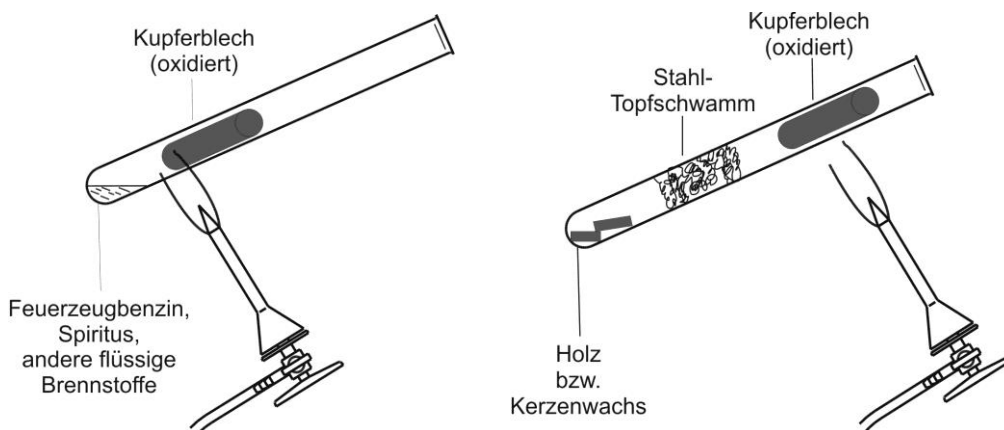
Anschließend an diesen Versuch ist es nun möglich zu untersuchen, ob auch andere alltägliche Brennstoffe durch Kupferoxid oxidiert werden können.

## Versuch 55: Reaktion von Kupferoxid mit Spiritus, Kerzenwachs, Lampenöl oder Holzgas

Geräte: Reagenzglas (18 x 180 mm), Stahltopfschwamm

Chemikalien: Kupferblech, Lampenöl (GHS08 ) , Kerzenwachs, Spiritus (GHS02 ) , GHS07 ) , Holzstückchen

Versuchsaufbau:



Durchführung: Man erhitzt das Kupferoxidblech mit dem Brenner. Durch die Wärmeleitung des Reagenzglases wird auch der Brennstoff erhitzt und verdampft. Gegebenenfalls kann der Brennstoff durch kurzes Schwenken des Brenners oder mit Hilfe eines zweiten Brenners erhitzt werden. Der gasförmige Brennstoff strömt nun über das erhitzte Blech. Bei der Verwendung von Holz sollte zwischen die Holzstückchen und das Kupferoxidblech ein handelsüblicher Stahltopfschwamm gelegt werden. Dieser verhindert, dass größere Mengen Teer an das Kupferoxidblech gelangen und es schwarz färben.

Beobachtung: Treten die Gase der Brennstoffe bzw. das Holzgas mit dem Kupferoxidblech in Kontakt, so wird dieses reduziert, es entsteht Kupfer.

Deutung: Auch die ausgewählten Brennstoffe sind in der Lage, Kupferoxid zu reduzieren. Sie selbst werden dabei oxidiert.

### Didaktische Anmerkung:



Die Lernenden erkennen, dass die verschiedenen Brennstoffe nicht vom Luftsauerstoff, sondern auch von dem im Kupferoxid gebundenen Sauerstoff oxidiert werden. Das Kupferoxid wird dabei reduziert.

Bei der Reaktion von Wasserstoff mit Kupferoxid handelt es sich um eine „klassische“ Redoxreaktion. Die Schülerinnen und Schüler können eine Vermutung aufstellen, ob sich auch Wasserstoff durch Kupferoxid oxidieren lässt und welche Reaktionsprodukte dabei entstehen. Diese Vermutung kann anschließend experimentell überprüft werden.



## Versuch 56: Reduktion eines Kupferoxidblechs durch Wasserstoff

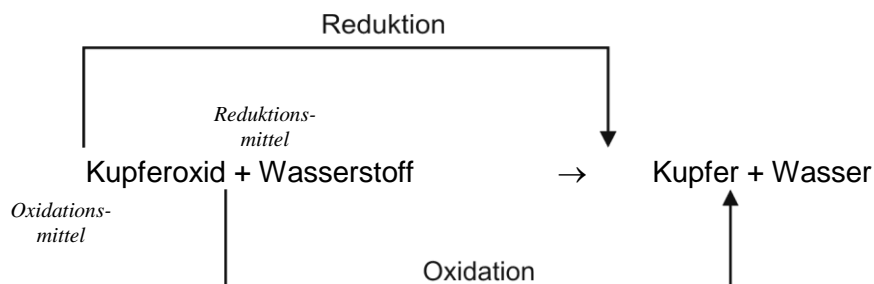
Geräte: Verbrennungsrohr ( $\varnothing$  6 mm), Verbrennungsdüse mit Kupferdraht, dünner Glasstab, Handgebläse

Chemikalien: Kupferblech, Wasserstoff (GHS02 , GHS04 )

Durchführung: Man rollt mit Hilfe eines passenden Glasstabes ein Kupferblech zusammen, so dass es sich anschließend bequem in das Verbrennungsrohr einführen lässt. Nun erhitzt man die Zone, in der sich das Blech befindet, und leitet mit Hilfe des Handgebläses solange Luft durch das Rohr, bis das Blech vollständig schwarz ist. Jetzt wird das Handgebläse entfernt und eine Wasserstoffquelle über einen Schlauch an das Rohr angeschlossen. Nach dem Erkalten lässt man Wasserstoff über das erhitzte Kupferoxidblech strömen und zündet diesen nach negativem Ausfall der Knallgasprobe am Ende des Glasrohres an (siehe Versuch 53). Nun wird das Kupferoxidblech mit dem Brenner kräftig erhitzt.

Beobachtung: Nach sehr kurzer Zeit färbt sich das Kupferoxidblech rot, es entsteht Kupfer.

Deutung: Der Wasserstoff reduziert Kupferoxid zu Kupfer und wird dabei zu Wasser oxidiert. Es kann eine Wortgleichung formuliert werden und die Teilreaktionen lassen sich kennzeichnen.

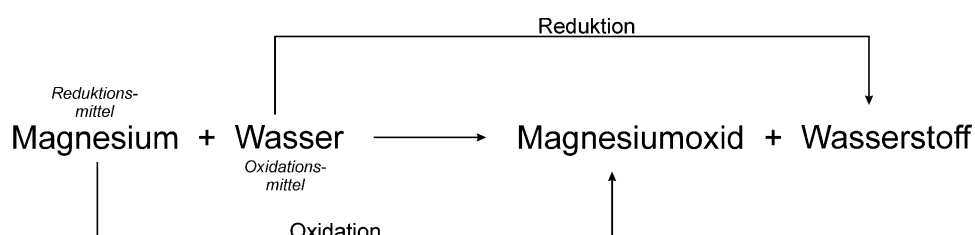


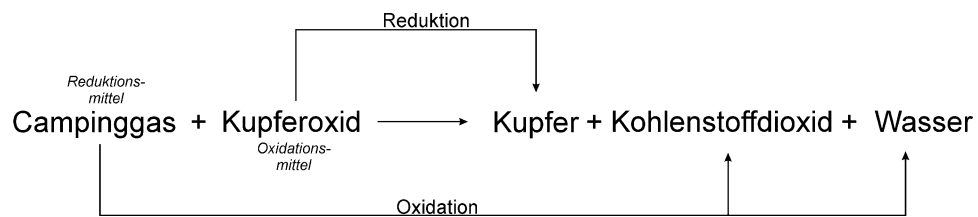
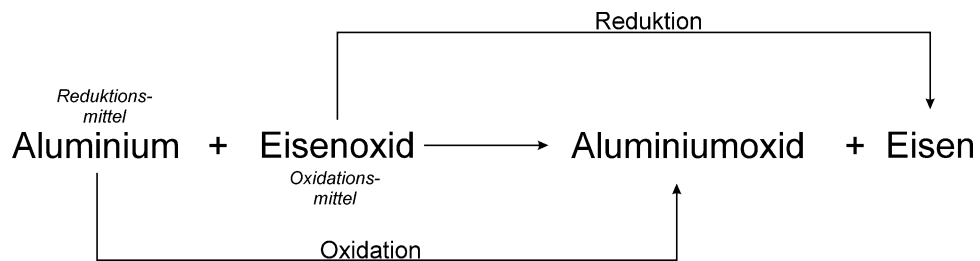
Im Zusammenhang mit diesem einfachen Versuch können nun die Begriffe Oxidations- und Reduktionsmittel angesprochen und eingeführt werden.

**Reduktionsmittel sind Stoffe, mit denen man andere Stoffe reduzieren kann. Sie selbst werden dabei oxidiert.**

**Oxidationsmittel sind Stoffe, mit denen man andere Stoffe oxidieren kann. Sie selbst werden dabei reduziert.**

Da Schülerinnen und Schüler oft Probleme im Umgang mit den Begriffen haben, ist es sinnvoll, an bekannten Redoxreaktionen Oxidationsmittel und Reduktionsmittel zu kennzeichnen.





### Didaktische Anmerkung:

Um das Gelernte zu wiederholen, ist es nun möglich, weitere Redoxreaktionen durchzuführen. So kann man beispielsweise die Reaktionen von Eisenoxid mit Wasserstoff oder von Aluminium mit Wasser betrachten. Oxidations- und Reduktionsmittel können gekennzeichnet und eingeordnet werden.

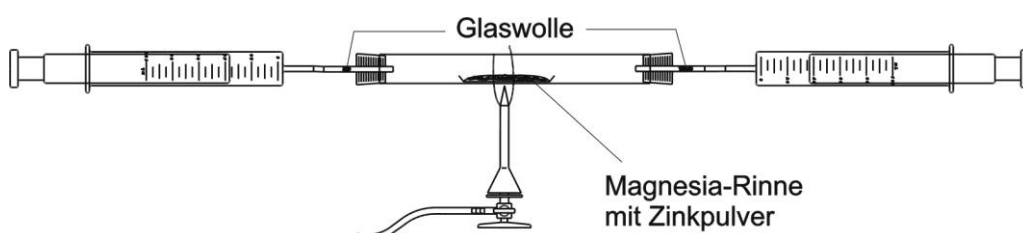
Die Behandlung des Hochofenprozesses ist eine sehr wichtige Anwendung der Redoxreaktionen. Damit die im Hochofen ablaufenden Reaktionen verstanden werden, müssen zunächst noch wichtige Grundlagen erarbeitet werden. Dazu gehört, dass das Gas Kohlenstoffmonoxid eingeführt wird. Eigenschaften und Reaktionsverhalten des Kohlenstoffmonoxids sind Grundlage für die im Hochofen ablaufenden Redoxprozesse. Die Redoxreaktion zwischen Zink und Kohlenstoffdioxid ist eine gute Möglichkeit, Kohlenstoffmonoxid einzuführen.

### Versuch 57: Reaktion von Zink mit Kohlenstoffdioxid

Geräte: 2 Kolbenprober, Verbrennungsrohr ( $\varnothing$  10 mm), Schlauchstückchen, Magnesia-Rinne, 2 in das Verbrennungsrohr passende, durchbohrte Stopfen mit Glasrohr

Chemikalien: Zinkpulver (GHS09 ) , Kohlenstoffdioxid (GHS04 ) , Glaswolle

Durchführung: Die Apparatur wird wie skizziert aufgebaut.



Die Glaswolle in den Ableitungsrohren soll verhindern, dass Zinkoxid in die Kolbenprober gelangt.

Zunächst spült man die Apparatur mit Kohlenstoffdioxid. Dann füllt man einen Kolbenprober mit 100 mL Kohlenstoffdioxid. Nun erhitzt man das Zink scharf mit dem Brenner. Das Kohlenstoffdioxid wird langsam über das erhitzte Zink geleitet.

Beobachtung: Das Zink reagiert mit dem Kohlenstoffdioxid zu einem gelben Stoff, der beim Abkühlen weiß wird. Das Gasvolumen im Kolbenprober wird durch das Erhitzen zunächst größer, beträgt aber nach dem Erkalten wieder 100 mL.

Deutung: Zink reagiert mit Kohlenstoffdioxid zu Zinkoxid. Zinkoxid ist in der Hitze gelb, beim Abkühlen wird es weiß. Zink wird durch Kohlenstoffdioxid oxidiert. Kohlenstoffdioxid wird dabei aber nicht zu Kohlenstoff, sondern zu Kohlenstoffmonoxid reduziert.

Didaktische Anmerkung:

Die Schülerinnen und Schüler sehen anhand der Farbe, dass Zink oxidiert wird. Also muss Kohlenstoffdioxid reduziert worden sein, ohne dass dabei aber Kohlenstoff entstanden ist. Es muss also ein Kohlenstoffoxid geben, welches mit weniger Sauerstoff verbunden ist als das Kohlenstoffdioxid. Dieses Oxid muss wie auch Kohlenstoffdioxid gasförmig sein. Es wird als Kohlenstoff**mon(o)**oxid bezeichnet, wobei die Silbe „**mono**“ schon nahe legt, dass es sich dabei um ein Kohlenstoffoxid mit weniger Sauerstoff handelt, als es beim Kohlenstoff**d**ioxid der Fall ist.

So lässt sich auch für diese Reaktion eine Wortgleichung aufstellen:



Ob es sich bei dem im Kolbenprober befindlichen Gas wirklich um Kohlenstoffmonoxid handelt, kann anhand des nächsten Versuchs überprüft werden. Ein Kohlenstoffoxid mit weniger Sauerstoff als Kohlenstoffdioxid müsste sich auch wieder oxidieren lassen. Dieses könnte durch Verbrennen (Oxidation durch Sauerstoff) oder durch ein Oxidationsmittel geschehen. Aus den vorangegangenen Versuchen wissen die Schülerinnen und Schüler, dass Kupferoxid ein gutes Oxidationsmittel ist.

### **Versuch 58: Oxidation von Kohlenstoffmonoxid**

Geräte: Verbrennungsrohr ( $\varnothing$  6 mm), Kolbenprober mit Gasgemisch aus Versuch 57, kurzes Schlauchstück, abgewinkeltes Glasrohr

Chemikalien: oxidiertes Kupferblech

Durchführung: Zunächst wird versucht, ein wenig Gas aus dem Kolbenprober auf seine Brennbarkeit zu überprüfen. Dazu drückt man das Gas über ein abgewinkeltes Glasrohr aus dem Kolbenprober heraus und versucht, es an der Mündung zu entzünden.

Anschließend kann man es, wie in Versuch 53 beschrieben, über ein erhitztes Kupferoxidblech strömen lassen.

Beobachtung: Das Gas brennt mit blauer Flamme. Das schwarze Blech im Rohr wird kupferfarben.

Deutung: Kohlenstoffmonoxid verbrennt an der Luft zu Kohlenstoffdioxid. Weiterhin reagiert es mit Kupferoxid zu Kupfer und Kohlenstoffdioxid.



Didaktische Anmerkung:

Mit diesem Versuch wird belegt, dass bei der Reaktion von Zink mit Kohlenstoffdioxid Kohlenstoffmonoxid entstanden ist. Dieses verbrennt an der Luft und reagiert mit Kupferoxid zu Kohlenstoffdioxid und Kupfer.

Dass Kohlenstoffmonoxid ein hoch giftiges Gas ist, kann man nicht nur in Chemielehrbüchern, sondern leider auch in regelmäßigen Abständen in der Zeitung lesen. Unglücke, wie das im folgenden Artikel beschriebene, kosten immer wieder Menschenleben. Schon allein aus diesem Grunde ist es notwendig, die Schülerinnen und Schüler auf das erhebliche Gefahrenpotential hinzuweisen, das vom Kohlenstoffmonoxid ausgeht [19].

### **Frau starb bei Grillparty an Kohlenmonoxid-Vergiftung**






Schwerin (dpa) Eine Grillparty ging für eine 21-Jährige in Schwerin tödlich aus. Wie die Polizei berichtete, hatte die Frau zusammen mit zwei 23- und 32-jährigen Männern in einem Gartenhaus gegrillt. Als die von Nachbarn alarmierte Polizei eintraf, war die junge Frau bereits an einer Kohlenmonoxid-Vergiftung gestorben. Die beiden Männer wurden ins Krankenhaus gebracht. Auch zwei tote Hunde wurden im Gartenhaus gefunden.

Im weiteren Verlauf ist es sinnvoll, noch andere wesentliche Eigenschaften des Kohlenstoffmonoxides zu betrachten. Um es in größeren Mengen herzustellen, setzt man, wie im Anhang beschrieben, konzentrierte Ameisensäure mit konzentrierter Schwefelsäure bei 50-60 °C um.

Zeigt man den Schülerinnen und Schülern den mit Kohlenstoffmonoxid gefüllten Standzylinder, so können sie ein farbloses Gas erkennen. Im nächsten Versuch soll noch einmal verdeutlicht werden, dass es sich um ein brennbares Gas handelt, das mit einer typisch blauen Flamme verbrennt.

### **Versuch 59: Verbrennen von Kohlenstoffmonoxid**

Geräte: Standzylinder, Glasplatte, Holzspan

Chemikalien: Kohlenstoffmonoxid (GHS02 , GHS06 , GHS08 , ggf. Kalkwasser (GHS05 , GHS07 )

Durchführung: Man entfernt die Glasplatte vom Standzylinder und zündet das Gas mit einem Span an. Anschließend kann man Kalkwasser in den Zylinder füllen, ihn verschließen und umschütteln.

Beobachtung: Das Gas verbrennt mit blauer Flamme. Das Kalkwasser trübt sich.

Deutung: Kohlenstoffmonoxid ist ein brennbares Gas. Es verbrennt mit einer blauen Flamme zu Kohlenstoffdioxid.

Didaktische Anmerkung:

Anschließend ist es angebracht die Eigenschaften des Kohlenstoffmonoxides zusammenzutragen. Bei Kohlenstoffmonoxid handelt es sich um ein farbloses, geruchloses, brennbares Gas.

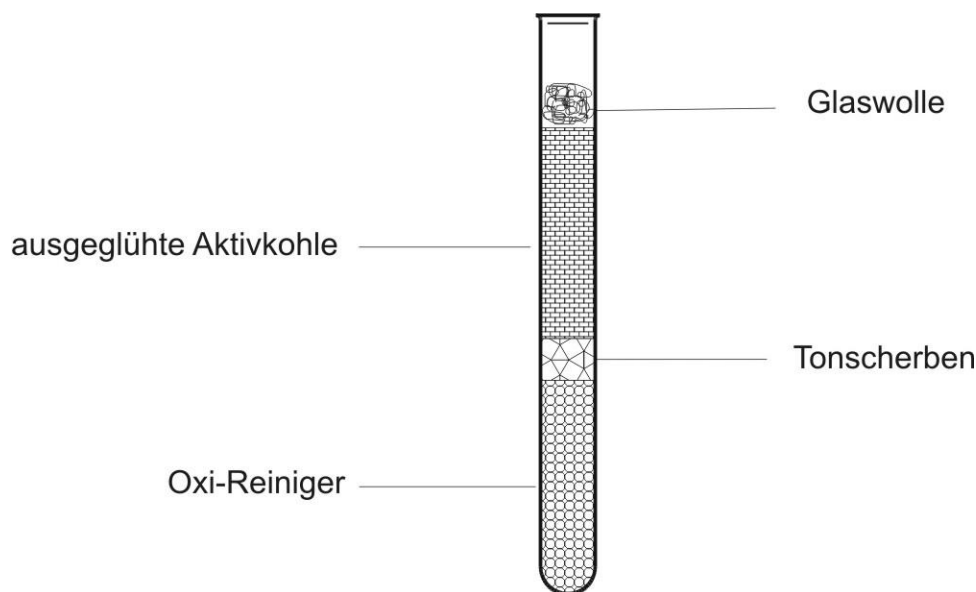
Wie schon erwähnt, spielt Kohlenstoffmonoxid bei verschiedenen technischen Prozessen eine große Rolle, besonders jedoch als Reduktionsmittel beim Hochofenprozess. Um diesen verstehen zu können, muss zunächst erarbeitet werden, dass Kohlenstoffmonoxid bei der Reaktion von Kohlenstoff mit Kohlenstoffdioxid entsteht. Diese Reaktion ist endotherm und läuft erst bei Temperaturen über 500 °C ab. Mit Hilfe des folgenden Experimentes kann man diese Reaktion anschaulich demonstrieren.

### Versuch 60: Redoxreaktion zwischen Kohlenstoff und Kohlenstoffdioxid\*

Geräte: Duran®-Reagenzglas (18 x 180 mm), Tonscherben (z.B. Seramis®) Korngröße ca. 3-5 mm, feuerfeste Unterlage, Reagenzglasklammer, Holzspan

Chemikalien: gesiebter Oxi-Reiniger oder Ökoprodukt (GHS07 ⚠), ausgeglühte Holz- oder Aktivkohle Korngröße ca. 2,5 mm, Glaswolle

Versuchsaufbau:



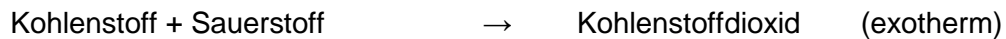
Durchführung: In dem Duran®-Reagenzglas schichtet man 7 cm Oxi-Reiniger, 1 cm Tonscherben und 5 cm der ausgeglühten Kohle übereinander. Das Reagenzglas wird nun mit etwas Glaswolle gasdurchlässig verschlossen und senkrecht in ein Stativ eingespannt.

Darunter wird eine feuerfeste Unterlage gelegt. Die Tonscherben dienen dazu, den Oxi-Reiniger und die Aktivkohle räumlich voneinander zu trennen und das Wasser, welches beim Erhitzen des Reinigers freigesetzt wird, vorerst aufzunehmen.

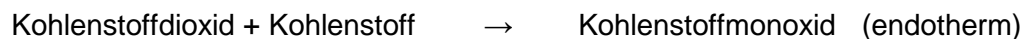
Zunächst erhitzt man die Kohle bis zur dunklen Rotglut, anschließend den Oxi-Reiniger kräftig. Die an der Reagenzglas­mündung austretenden Gase werden mit einem brennenden Holzspan gezündet. Ein leichtes Klopfen mit der Reagenzglas­klammer an die Wand des Glases bewirkt, dass fortlaufend Kohle in die Brennzona gelangt.

Beobachtung: Strömt der aus dem Oxi-Reiniger freigesetzte Sauerstoff über die erhitzte Kohle, so beginnt diese hell aufzuglühen. Die austretenden Gase verbrennen mit einer blau-gelben Flamme.

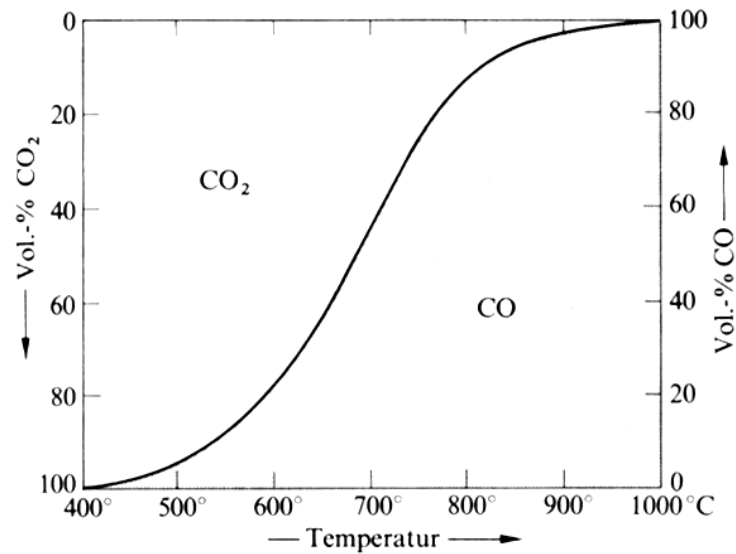
Deutung: Die Schülerinnen und Schüler wissen, dass Kohlenstoff bei einer hohen Konzentration an Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid oxidiert wird, sie erkennen anhand der deutlich heller werdenden Glut, dass die Reaktion exotherm ist.



An der Öffnung des Reagenzglases lässt sich aber ein brennbares Gas entzünden. Dabei kann es sich nicht um Kohlenstoffdioxid, sondern nur um Kohlenstoffmonoxid handeln. Dieses entsteht bei sehr hohen Temperaturen in einer zweiten, endotherm verlaufenden Reaktion. Bei sehr hohen Temperaturen wird Kohlenstoffdioxid durch Kohlenstoff zu Kohlenstoffmonoxid reduziert.



Bei dieser Reaktion handelt es sich um eine Gleichgewichtsreaktion, die auch als Boudouard-Gleichgewicht bezeichnet wird. Die folgende Grafik gibt einen Überblick über den jeweiligen Anteil an Kohlenstoffdioxid und Kohlenstoffmonoxid in Abhängigkeit von der Temperatur [20, S. 721].



#### Didaktische Anmerkung:

Falls den Schülerinnen und Schülern das Kohlenstoffmonoxid nicht schon aus den Versuchen 57 bis 59 bekannt ist, können sie an dieser Stelle herausarbeiten, dass es sich bei dem brennbaren Gas nicht um Kohlenstoffdioxid handeln kann. Es muss ein gasförmiger Stoff sein, der durch eine Reaktion von Kohlenstoffdioxid mit Kohlenstoff entstanden ist. Damit ist schon nahe gelegt, dass es ein weiteres Kohlenstoffoxid mit einem geringeren Sauerstoffgehalt geben muss, das Kohlenstoffmonoxid. Einerseits ist das Entstehen von Kohlenstoffmonoxid aus Kohle und Sauerstoff ein von den Lernenden unerwartetes Phänomen, kombiniert mit einem interessanten, leicht durchführbaren Versuch. Andererseits ist es für das Verständnis des Hochofenprozesses unbedingt erforderlich zu wissen, dass bei den sehr hohen Temperaturen Kohlenstoffdioxid mit Kohlenstoff zu Kohlenstoffmonoxid, einem starken Reduktionsmittel, reagiert.

Mit Hilfe der Erkenntnisse aus den vorangegangenen Versuchen ist es den Schülerinnen und Schülern nun möglich, den Hochofenprozess zu verstehen.

### **Versuch 61: Der Hochofenprozess**

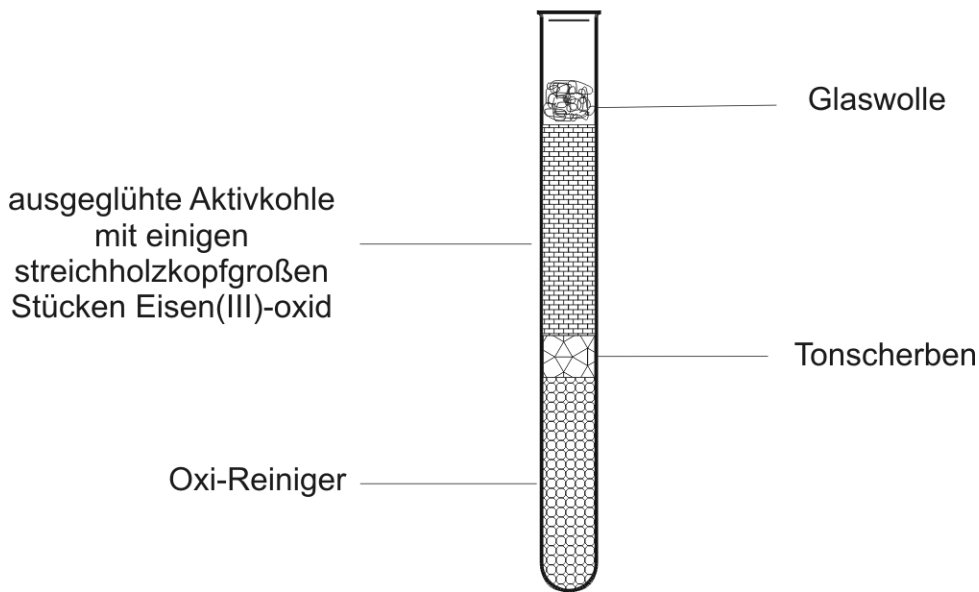
Geräte: Duran®-Reagenzglas, (18 x 180 mm), Tonscherben (z.B. Seramis®) Korngröße ca. 3-5 mm, feuerfeste Unterlage, Reagenzglasklammer, 50-mL-Becherglas, Magnet, Porzellanschale, dünner Spatel, Holzspan

Chemikalien: Gesiebter Oxi-Reiniger (GHS07 ⚠) oder Ökoprodukt, ausgeglühte Holz- oder Aktivkohle Korngröße ca. 2,5 mm, Glaswolle, Tapetenkleister, Eisen(III)-oxid gekörnt\*, Korngröße ca. 3 mm oder Rost

\*Pulverförmiges Eisenoxid eignet sich nicht, da dadurch das Reagenzglas zu stark abgedichtet würde. Die entstehenden gasförmigen Stoffe drücken dann das Gemisch nach oben heraus. Gekörntes Eisenoxid kann man sich leicht selbst herstellen, indem man pulverförmiges Eisen(III)-oxid mit Tapetenkleister oder Wasserglas andickt, die

Masse ca. 3 mm dick auf Backpapier aufträgt, trocknen lässt, dann ablöst und mit einem Hammer zu etwa streichholzkopfgroßen Stückchen zerschlägt. Als Eisenoxid wird bewusst rotes  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  eingesetzt, da es nicht magnetisch ist und die zu beobachtende Farbveränderung bei der Untersuchung der Produkte neben dem festzustellenden Magnetismus auf eine Reaktion hinweist.



Versuchsaufbau:

Durchführung: Man füllt das Reagenzglas zunächst ca. 5 – 6 cm hoch mit Oxi-Reiniger und überschichtet diesen ca. 1 cm hoch mit kleinen Tonscherben. Dann gibt man eine etwa 1 cm dicke Schicht Aktivkohle in das Glas und schichtet darüber 5-10 Eisenoxid-Bröckchen. Nun füllt man das Reagenzglas bis ca. 2 cm unter den oberen Rand mit Aktivkohle und fixiert das Gemisch oben mit etwas Glaswolle. Die Tonscherben dienen dazu, das bei der Zersetzung des Reinigers ebenfalls entstehende Wasser etwas von dem Aktivkohle-Eisenoxid-Gemisch fern zu halten.

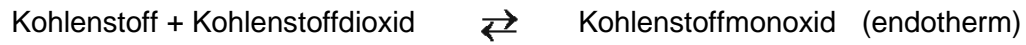
Nun erhitzt man mit einem Brenner zunächst das Kohle-Eisenoxid-Gemisch bis zur schwachen Rotglut. Dann richtet man den Brenner auf den Oxi-Reiniger, die oben aus dem Reagenzglas austretenden gasförmigen Stoffe werden mit einem zweiten Brenner oder einem brennenden Holzspan entzündet. Bei Bedarf klopft man während der Reaktion gelegentlich vorsichtig gegen den oberen Teil des Reagenzglases, damit das Gemisch nach unten in die Verbrennungszone nachrutscht. Bei nachlassender Sauerstoffentwicklung (Glühen wird schwächer, Flamme am oberen Rand des Reagenzglases erlischt) stellt man das Erhitzen des Reinigers ein und lässt das Reagenzglas erkalten. Dann gibt man die Reste des eingesetzten Eisenoxid-Kohle-Gemisches in eine Porzellanschale und prüft mit einem Magneten.

Beobachtung: Kurz nachdem man den Brenner auf den Oxi-Reiniger gerichtet hat, glüht das Eisenoxid-Kohle-Gemisch hell auf, die oben aus dem Reagenzglas austretenden gasförmigen Stoffe lassen sich entzünden. Beim Prüfen der erkalteten Reaktionsprodukte bleiben kleine Eisenstückchen am Magneten hängen.

Deutung: Durch das Erhitzen des Oxi-Reinigers wird Sauerstoff freigesetzt. Dieser sorgt für eine deutlich heftiger werdende Verbrennung der Kohle verbunden mit einem Temperaturanstieg.



Das entstehende Kohlenstoffdioxid setzt sich bei dieser hohen Temperatur mit darüber liegendem Kohlenstoff entsprechend dem Boudouard-Geichgewicht weitgehend zu Kohlenstoffmonoxid um.



Letzteres reduziert dann das Eisenoxid zu Eisen und wird dabei selbst wieder zu Kohlenstoffdioxid oxidiert.



Das entstandene Eisen haftet am Magneten. Nicht umgesetztes Kohlenstoffmonoxid verbrennt nach dem Entzünden am oberen Rand des Reagenzglases bei Luftzutritt zu Kohlenstoffdioxid.

Didaktische Anmerkung:

An dieser Stelle wäre es auch möglich, die schrittweise Reduktion des Eisens zu thematisieren. Dies ist jedoch nicht sinnvoll, da die Formelsprache und die verschiedenen Eisenoxide noch nicht eingeführt wurden.

## 4 Anhang

### 4.1 Einkaufsliste

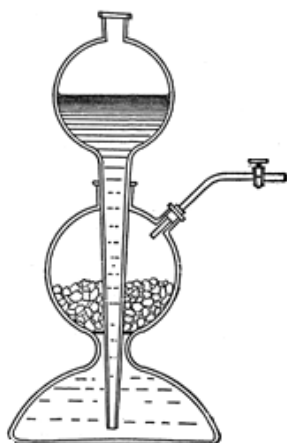
Produkt	Märkte
Geeignete Oxi-Reiniger: <ul style="list-style-type: none"> <li>• Domol „Oxi Aktivkraft“*</li> <li>• Heitmann „OXI“*</li> <li>• TIP „Oxy intensiv +“*</li> <li>• Denk mit „Oxi energy“*</li> <li>• Sil „Oxi Perfect“*</li> <li>• Dalli „Fleck weg oxi power“</li> <li>• Ecover® Bleichmittel auf Sauerstoffbasis</li> <li>• Sodasan® Bleichmittel</li> </ul> *diese Reiniger müssen gesiebt werden	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Rossmann</li> <li>• Minimal, EDEKA</li> <li>• Real</li> <li>• dm</li> <li>• Schlecker, Rossmann</li> <li>• Angebotsware (Aldi, Netto, Lidl, Real)</li> <li>• Bio- und Ökoläden</li> <li>• Bio- und Ökoläden</li> </ul>
Holzkohle	Supermarkt, Baumarkt
„Rohrfrei“	Supermarkt, Drogeriemarkt
Spiritus	Baumarkt, Drogeriemarkt
Campinggaskartuschen	Campingzubehör, Baumarkt
Kupferblech	Baumarkt, Bastelzubehör
Magnesiumanspitzer	Schreibwaren
Eisenwolle	Lehrmittelhandel, Baumarkt
Topfschwämme aus Stahl	Drogeriemarkt
Holzspäne	Supermarkt (Fackelmann)
Teesieb	Supermarkt (Fackelmann)
Feuerzeugbenzin (Zippo)	Baumarkt, Tankstelle, Drogeriemarkt, Tabakwaren
Haushaltssessig ( $w_{\text{Essigsäure}} \approx 5\%$ )	Supermarkt
K2r Fleckenwasser	Drogeriemarkt
Heitmann-Universal-Entfärber	Supermarkt, Drogeriemarkt
Eierfarben-Farbstoff	Angebotsware vor Ostern, Internet
Zink-Silberoxid-Batterien	Elektronikkataloge wie Conrad, Reichelt
Zink-Luft-Batterien	Hörgeräte-Zubehör, Elektronikkataloge

## 4.2 Der Kipp'sche Gasentwickler





[74]

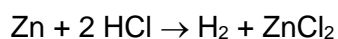
In vielen Labors findet man heute noch den Kipp'schen Apparat, das Symbol des Chemiesaals oder von Chemiebüchern schlechthin. Das Gerät, das ästhetische Formen mit großartiger Zweckmäßigkeit verbindet, fehlt auch heute in kaum einer Materialsammlung.



Der Apparat, mit dem man auf geradezu geniale Art und Weise Gase herstellen kann, wurde um 1850 von dem Delfter Apotheker und Chemiker P. S. Kipp erfunden.



Das Gerät besteht aus zwei ineinander gesteckten Glasteilen. Wenn man den Apparat trägt, darf man ihn nie an der oberen Kugel anfassen, weil er so auseinander fallen könnte!

In die mittlere Kugel werden auf ein Sieb grobe Stücke von Zink (GHS09 ) gefüllt. In die obere Kugel gibt man konzentrierte Salzsäure (GHS05 , GHS07 ) 1:1 verdünnt oder konzentrierte Schwefelsäure (GHS05 ) 1:4 verdünnt, die durch ein Rohr in die untere Halbkugel fließt. Sie steigt bis zur mittleren Kugel und reagiert mit dem dort befindlichen Zink zu Wasserstoff.



Das Gas kann man durch einen seitlich angebrachten Hahn entnehmen. Schließt man den Hahn, weil man kein Gas mehr benötigt, drückt das weiterhin entstehende Gas die Salzsäure aus der mittleren Kugel durch das Steigrohr in die obere Kugel zurück. Damit wird die Gasbildungsreaktion beendet. Der Apparat hat sich selber ausgestellt. Es handelt sich also um ein sich selbst regulierendes System. Schon das ist ein Grund, sich den Kipp im Unterricht genauer anzusehen. Um eine permanente Gasentwicklung sicherzustellen, sollte der Säure etwas Kupfersulfat (GHS07 , GHS09 ) hinzugefügt werden.

Man kann damit natürlich auch andere Gase herstellen. Bedingung ist, dass zur Gasentwicklung stets

- ein grober Feststoff
- mit einer Flüssigkeit
- ohne vorherige Erwärmung

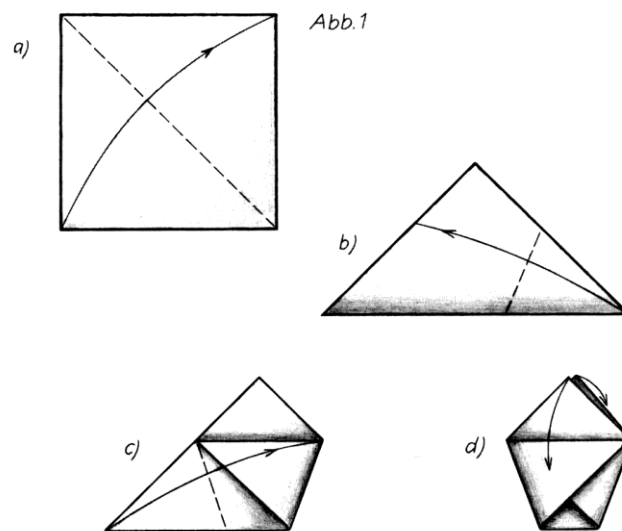
reagiert.

Tipps zur Pflege:

Reinigen Sie Ihren Kipp öfter mal. Und achten Sie darauf, dass die Schiffe gut gefettet sind. Längere Zeit nicht genutzte Geräte sollten geleert werden.

### 4.3 Faltanleitung für einen Papierbecher




[22]



19

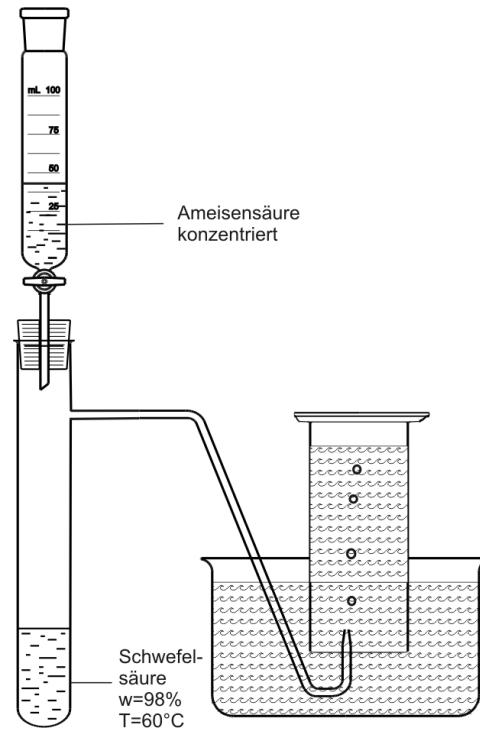
### 4.4 Herstellung von Kohlenstoffmonoxid

Geräte: Tropftrichter mit passendem durchbohrtem Stopfen, Reagenzglas mit seitlichem Ansatz (30 x 200 mm), pneumatische Wanne, Standzylinder, Gasableitungsrohr oder Schlauch, Glasplatte

Chemikalien: konzentrierte Schwefelsäure (GHS05 ) , konzentrierte Ameisensäure (GHS05 , GHS07 )

Durchführung: Nachdem die Apparatur wie in der Abbildung dargestellt aufgebaut wurde, gibt man einige Tropfen Ameisensäure zur Schwefelsäure und erhitzt das Gemisch leicht mit dem Brenner. Ist eine Gasentwicklung zu beobachten, so wird die Wärmezufuhr unterbrochen. Das Gas fängt man pneumatisch auf. Den ersten mit Gas gefüllten

Standzylinder verwirft man (im Abzug oder am offenen Fenster entleeren!) und befüllt ihn anschließend erneut mit Kohlenstoffmonoxid.



Das aufgefängene Gas kann nun für die beschriebenen Experimente benutzt werden.

## 5 Literatur

- [1] Falbe J., Regitz M. (Hrsg.); Römpp-Lexikon Chemie, Georg Thieme Verlag, Stuttgart/New York 1996-1999, 10. Auflage
- [2] Aus: Haupt, P., Die Chemie im Spiegel einer Tageszeitung, Band 6, Bibliotheks- und Informationssystem der Universität Oldenburg 2002, Kapitel 55
- [3] Obendrauf, V; Gewichtige „Abluft“; aus Chemie und Schule 4/2003, S. 12-19
- [4] Riedel, E.; Anorganische Chemie, 2. Auflage; Walter de Gruyter Verlag, Berlin/New York 1990, S. 3
- [5] Bartholomé, S. et al. (Hrsg.); Ullmanns Enzyklopädie der technischen Chemie, Band 17; Verlag Chemie, Weinheim, New York 1974, S. 724-725
- [6] <http://www.elf.de/de/content/NT0001016E.pdf>, Stand Juni 2007
- [7] <http://www.wollschlaeger.de/de/sicherheitsdatenblaetter/PDF/XXX031046.pdf>, Stand Juni 2007
- [8] <http://de.wikipedia.org>, Stand März 2007
- [9] Aus: Haupt, P.; Die Chemie im Spiegel einer Tageszeitung, Band 4, Bibliotheks- und Informationssystem der Universität Oldenburg 1996, Kapitel 35
- [10] <http://www.stadtwerke-geldern.de/Sicherheitsdatenblatt.pdf>, Stand Juni 2007
- [11] <http://www.de.gasco-group.com/documents/Acetylen.pdf>, Stand Juni 2007
- [12] Menzel, P.; Explosionsversuche mit brennbaren Dämpfen und Stäuben, aus Chemkon 2/94, S. 68-74
- [13] Menzel, P.; Explosionsversuche mit einem Zündrohr, aus PdN-Ch 3/40, 1991, S. 34-35
- [14] Obendrauf, V.; Der Lackentferner in der Filmdose - ein Explosionsgrenzen-Experiment im Low-Cost-Design, aus ChidS 4, 1999, S. 221 - 224
- [15] Menzel, P.; Zündrohr für Explosionsversuche mit brennbaren Luft-Dampf-Gemischen und Knallgas-Gemischen, erschienen bei Aug. Hedinger GmbH & Co., Stuttgart

[16] [http://encyclopedia.airliquide.com/sds/de/067A\\_AL\\_DE.pdf#search=%22allintitle%3A%20wasserstoff%20filetype%3Apdf%20OR%20%20filetype%3Adoc%20OR%20filetype%3Appt%20OR%20%20filetype%3Axls%20OR%20filetype%3Artf%22](http://encyclopedia.airliquide.com/sds/de/067A_AL_DE.pdf#search=%22allintitle%3A%20wasserstoff%20filetype%3Apdf%20OR%20%20filetype%3Adoc%20OR%20filetype%3Appt%20OR%20%20filetype%3Axls%20OR%20filetype%3Artf%22), Stand Juni 2007

[17] <http://www.zdnet.de/enterprise/tech/auto/0,39026506,39147426,00.htm>, Stand Juni 2007

[18] DaimlerChrysler (Hrsg.); The Fuel Cell – Drive for the Future; DaimlerChrysler Communications, Stuttgart 2004

[19] Aus: Ostsee-Zeitung vom 17.05.2004

[20] Hollemann-Wiberg; Lehrbuch der Anorganischen Chemie, 91.-100. Auflage; Walter de Gruyter, Berlin New York 1985

[21] <http://dc2.uni-bielefeld.de/>, Stand April 2006

[22] Wittmann, J.; Trickkiste, 3. Auflage, Bayrischer Schulbuchverlag München 1994, S. 19