

## 1. Ohne Luft keine Atmung und kein Leben

### So geht's:

- Lege die zu einem Trichter geformten Ränder der Müllbeutelöffnung um das Fahrradpumpenrohr und verschließe es mit einem Gummiring. Der Gummiring muss ganz dicht am Rohr anliegen und den Müllbeutel luftdicht verschließen.
- Strecke den Trinkhalm an der Knickstelle und verschließe das Mundstück luftdicht mit der Auslaufspitze einer Plastikpipette.
- Schiebe den Trinkhalm in die Plastiktüte, indem du den Gummiring nochmals vorsichtig anhebst.
- Pumpe nun mit der Fahrradpumpe die Mülltüte voll mit Luft (das können je nach Pumpe schon 100–200 Pumphübe sein). Wenn die Tüte prall gefüllt ist, enthält sie 6 l Luft.
- Nimm dann den „Pipettenstopfen“ aus dem Trinkhalm und stecke das Mundstück schnell in deinen Mund. Nun hältst du dir mit einer Hand die Nase zu (es soll keine Luft durch die Nase geatmet werden) und in der anderen hast du die Pumpe und den Trinkhalm.
- Wie viel mal kannst du einatmen, bis die Tüte ganz leer ist? Mache ganz normale, nicht zu tiefe und gleichmäßige Atemzüge und drücke nach jedem Zug den Trinkhalm am Mundstück mit den Fingern fest zu. Atme in die Raumluft, die dich umgibt, aus und nicht in die Tüte.


$$6000 \text{ ml} : \text{Anzahl der Atemzüge} = 6000 \text{ ml} : \quad = \quad \text{ml}$$


- Fülle die große Plastikschüssel mehr als halb voll mit Wasser.
- Fülle die 2-l-Plastikflasche randvoll mit Wasser und schraube sie zu. Stelle sie kopfüber in das Wasser der Plastikschüssel und löse unter Wasser den Schraubverschluss.
- Jetzt sollte dein Partner die Flasche mit der Öffnung nach unten senkrecht unter Wasser halten und ein Ende des PVC-Schlauches in den Flaschenhals schieben.
- Nimm das andere Ende des Schlauches in den Mund und blase deine Ausatemluft nach einer ganz normalen Einatmung (nicht besonders tief einatmen) in die Flasche.

Die ganze Flasche enthält 2000 ml:

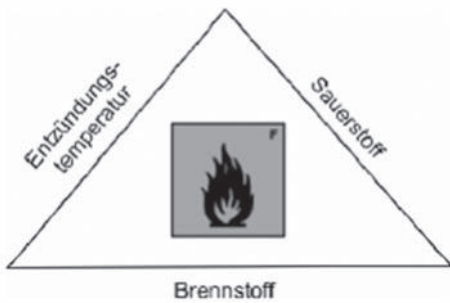
- Bevor dein Partner den Test macht, wird aus hygienischen Gründen der Schlauch am Ende, das du in den Mund genommen hast, um ca. 5 cm gekürzt.

Roland Full: Chemie begreifen und verstehen · Band 2 · 7./8. Klasse · Best.-Nr. 309  
© Brigg Verlag KG, Friedberg

7



## Bedingungen für die Verbrennung – Brennstoff



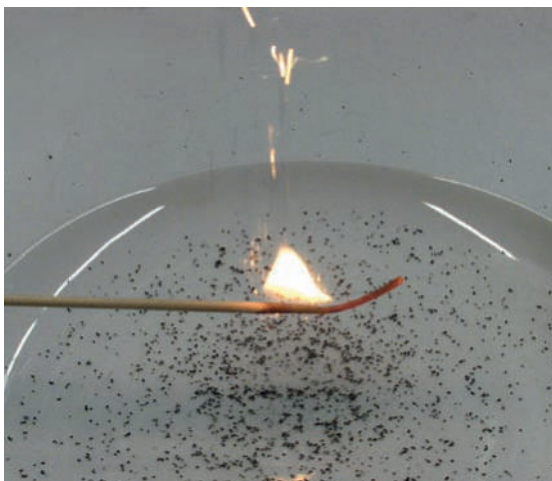
**Info:** Ein Brand kommt immer nur dann zustande, wenn drei Voraussetzungen gegeben sind: Es muss ein brennbarer Stoff vorhanden sein (Brennstoff), es ist die Anwesenheit von (Luft) Sauerstoff erforderlich und es braucht eine Zündquelle, die die erforderliche Entzündungstemperatur liefert. Diese drei Faktoren werden oft im sogenannten Branddreieck dargestellt. Wir wollen diese drei Bedingungen für Brände, Feuer und Verbrennungen in Experimenten genauer untersuchen.

### 1. Feste Brennstoffe und ihre Oberfläche (Zerteilungsgrad)

**Materialien:** Holz in verschiedenen „Zerteilungsgraden“ (Holzstücke, Glimmspane, Holzwolle), Eisen in verschiedenen „Zerteilungsgraden“ (Eisennägeln, Stahlwolle, Eisenfeilspäne), Teller, Glimmspan, Anzünder, Pinzette (Tiegelzange)

#### So geht's

- Versuche, auf dem Teller verschiedene Holzproben von festen Stücken bis hin zur Holzwolle zu entzünden.
- Wiederhole das mit Eisen in Form von Nägeln und Stahlwolle (= Eisenwolle). Hier geht es nicht um eine Entzündung mit Flammenerscheinung, sondern darum, das Eisen zum Glühen zu bringen.
- Bei den Eisenfeilspänen entflammst du einen Glimmspan und streust mit den Fingern über dem Teller von oben Eisenfeilspäne in die Flamme.



**Info:** Verbrennungen laufen mit Flammenerscheinung ab, wenn brennbare Gase vorhanden sind. Diese können schon vor dem Entzünden als fertige Brennstoffe vorliegen, sie können aus brennbaren Flüssigkeiten als Dämpfe austreten und sie können aus festen Stoffen in der Hitze durch Zersetzung des Brennmaterials erst gebildet werden. Dies ist bei Holz und Papier der Fall. Beim Eisen können keine brennbaren Gase gebildet werden. Daher gibt es auch keine Flammen, sondern nur ein Aufglühen des Brennstoffes. Je feiner der Brennstoff zerteilt ist, umso größer ist seine Oberfläche, die dem Luftsauerstoff zum Angriff zur Verfügung steht, umso leichter „fängt er Feuer“.

8



## Untersuchung von Bodenproben (1)

### 1. Boden begreifen – Bodenkörnung

**Info:** Boden besteht überwiegend aus festen Stoffen. Dazu gehören mineralische (anorganische) und organische Stoffe. Das mineralische Material stammt aus der Verwitterung von Muttergestein und die organischen Stoffe sind Rückstände aus Pflanzen und Tieren. Zum intakten Boden kommen noch zahlreiche Bodenorganismen. Zwischen den festen Teilchen bilden sich Hohlräume, die mit Wasser und Luft gefüllt sind. Die Bodenart gibt die Korngröße und den Mineralienbestand des Bodens an. Sie lässt sich mit etwas Übung mit der Handprobe bestimmen. Nach der Größe der mineralischen Anteile ergeben sich Korngrößengruppen wie Kies, Sand, Schluff und Ton. Sie bilden das sogenannte „Skelett“ des Bodens.

**Materialien:** Löffel, feuchte Bodenproben (ganz grobe Teile aussortieren), Pipette, Wasser

#### So geht's

- Gib einen Löffel einer feuchten (aber nicht nassen) Bodenprobe auf die linke Handfläche.
- Knete sie mit den Fingern der rechten Hand durch.
- Zerreiße etwas zwischen Daumen und Zeigefinger in Ohrnähe und achte auf den Höreindruck.
- Forme aus dem Rest eine Kugel.
- Rolle sie zwischen den Handflächen zu einer dünnen Wurst (erst Finger-, dann Bleistiftstärke).



#### Beobachtung:

Bodenprobe	Hörtest	Handprobe

#### Werte aus und ordne deine Bodenproben einer Bodenart zu.

Sandboden	starkes Knirschen, einzelne Körner sichtbar, keine Kugel formbar
lehmiger Sand	knirscht, lässt sich zur Kugel formen, aber nicht ausrollbar
sandiger Lehm	knirscht bei starkem Reiben, auf Fingerstärke ausrollbar
Lehmboden	wenige Körner spürbar, klebrig, schmierig, gut ausrollbar
lehmiger Ton	kaum Körnchen fühlbar, matt glänzend, seifig, dünn ausrollbar



8

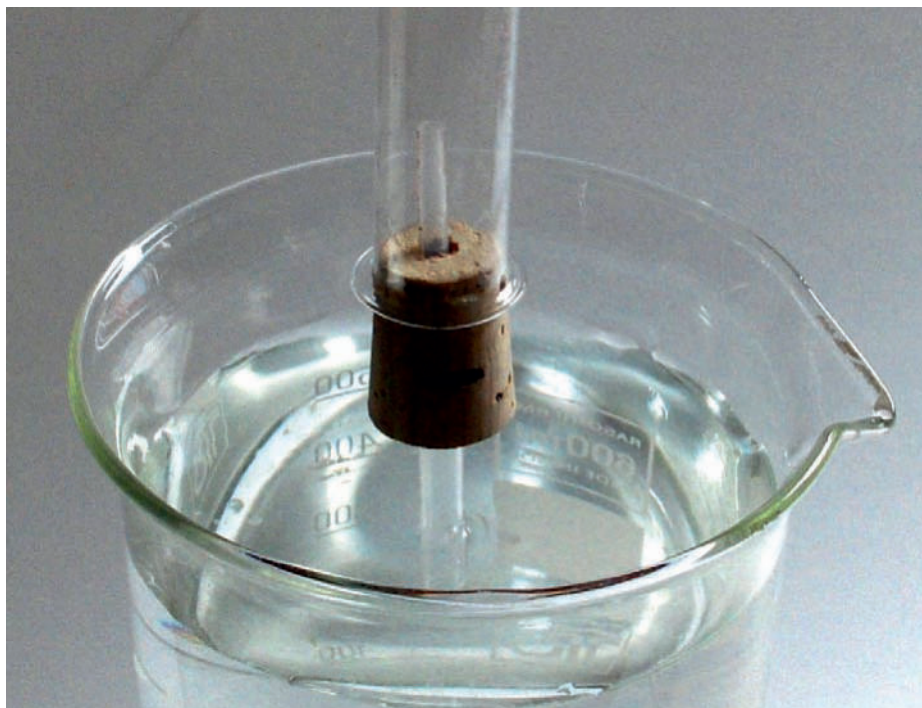


## Herstellung einer Säure und einer Lauge: Neutralisation

### 1. Säure aus Salz: Herstellung von Salzsäure

**Materialien:** drei Trinkgläser, Reagenzglas, Teelöffel, Esslöffel, Korkstopfen mit eingesetzter Düse aus Kunststoff von einer abgeschnittenen Pipettenspitze, Maxiteelicht, Anzünder, Holzklammer, Kochsalz, konzentrierte Schwefelsäure, Pipette aus Glas mit Hütchen, Säure-Base-Indikator

**So geht's**



- Stelle dir ein Glas mit Wasser bereit.
- Gib in ein Reagenzglas eine Teelöffelspitze Kochsalz und entzünde das Maxiteelicht.
- Dein Lehrer tropft dir jetzt ins Reagenzglas zwei bis drei Tropfen konzentrierte Schwefelsäure.
- Setze den Stopfen mit der Glasdüse nach innen aufs Reagenzglas und erhitze den Reagenzglasboden über der Teelichtflamme.
- Sobald weiße Nebel oben aus der Düse austreten, stülpst du das Reagenzglas mit der Düse nach unten ins Wasserglas.

**Beobachtung:** \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

- Nachdem der „Springbrunnen“ zu Ende ist, nimmst du den Stopfen ab und gießt den Reagenzglasinhalt in ein weiteres Glas. Gib noch einige Tropfen Säure-Base-Indikator hinzu.

**Info:** Der Name Salzsäure besagt, dass sie aus Salz (Kochsalz) gewonnen werden kann. Die stärkere Säure (= Schwefelsäure) vertreibt die schwächere Säure (salzsaures Gas =  $\text{HCl}$ ) aus ihren Salzen. Das an der Luft nebelnde salzsaure Gas (chemisch Chlorwasserstoff) löst sich in riesigen Mengen in Wasser: Bei Zimmertemperatur sind es 422 l in 1 l Wasser. Deshalb entsteht auch der „Springbrunnen“: Das  $\text{HCl}$ -Gas im Reagenzglas wird von einem Tropfen Wasser „verschlungen“. Der große Unterdruck saugt das Wasser stark an. Es ist Salzsäure entstanden.

## 8



## Die Chemie der Gummibärchen

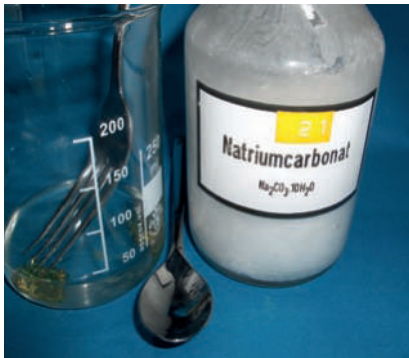
**Materialien:** Gummibärchen, Wasserkocher, Gabel, fünf Reagenzgläser, Holzklammer, Maxiteelicht, Anzünd-  
er, Spatel, rohes Ei, zwei Trinkgläser, Kaffeelöffel, Esslöffel, Kochsalz, Pipette, Soda ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ),  
Kupfersulfat, Traubenzucker, Rotkohl, Zitronensäure, weißes Papier, Siedesteine, Natronlauge,  
Salzsäure, Essig, Trichter

### So geht's

**Info:** Nach Angaben des Herstellers enthalten Gummibärchen Glucosesirup, Zucker, Gelatine, Aroma, Zitr-  
onensäure, Dextrine, Auszüge aus Früchten und Pflanzen, Karamellsirup, Öl pflanzlich, Bienenwachs

### 1. Nachweis von Eiweiß (Gelatine)

Für den eigentlichen Eiweißnachweis benötigen wir eine eiweißhaltige Lösung (Gummibärchenlösung und zum  
Vergleich echte Eiweißlösung) und eine tiefblaue alkalische Kupfersulfatlösung. Beides muss erst hergestellt  
werden.



- *Gummibärchenlösung:* Übergieße in einem Trinkglas zwei farblose Gummibärchen mit wenig heißem Wasser. Zerquetsche sie mit einer Gabel und rühre um, bis alles gelöst ist. Löse dann einen Kaffeelöffel Soda darin auf.
- Fülle je zwei Kaffeelöffel Wasser und Gummibärchenlösung in ein Reagenzglas und gib noch einen Kaffeelöffel Soda dazu.
- *Kupfersulfatlösung:* In ein weiteres Trinkglas gibst du eine Spatelspitze Kupfersulfat und löst in zwei Esslöffel Wasser. Füge so viel Soda hinzu, bis nach dem Schütteln eine tiefblaue, völlig klare (!) Lösung entstanden ist.
- *Eiweißlösung vom Hühnerei:* Schlage dann ein rohes Ei auf. Trenne das Eigelb ab und gib das Eiweiß in ein Trinkglas. Fülle das Glas mit Wasser, gib einen Kaffeelöffel Salz dazu und rühre kräftig um (dieser Vorrat reicht für die gesamte Schülergruppe).
- Tropfe zur Eiweißlösung und zur Gum-  
mibärchenlösung jeweils zehn Tropfen  
von der Kupfersulfatlösung. Warte ca.  
fünf Minuten und prüfe die Farbe der  
Lösungen vor einem weißen Papier.
- Das Reagenzglas 2 brauchst du noch für  
den nächsten Versuch.



**Beobachtung:** \_\_\_\_\_

**Info:** Die Blauviolett-färbung mit alkalischer Kupfersulfatlösung ist ein Eiweißnachweis. Man nennt ihn Biuret-  
reaktion. Gelatine, der Hauptbestandteil des Gummibärchens, ist Eiweiß aus Haut und Knochen von  
Schweinen und Rindern.



## Bedingungen für die Verbrennung – Brennstoff

**Info „Feste Brennstoffe und ihre Oberfläche (Zerteilungsgrad)“:** Als Verbrennung bezeichnet man im Allgemeinen eine chemische Reaktion, die unter Abgabe von Energie in Form von Wärme und Licht abläuft. Im klassischen Sinne und im allgemeinen Sprachgebrauch verbindet man mit der Verbrennung eine Oxidation, bei der ein brennbares Material mit Sauerstoff unter Flammenbildung reagiert (Feuer). Der in der Chemie verwendete Oxidationsbegriff bezieht sich auf die Elektronenabgabe, sodass auch Reaktionen ohne Sauerstoff im weiteren Sinne zu Verbrennungen gezählt werden. Die Flammenerscheinung ist auch kein zwingendes Kriterium. So verläuft die Oxidation von Alkohol zu Essig an Luft völlig unspektakulär ab. Man sagt auch, dass Nahrungsstoffe im Körper „verbrannt“ werden, und meint dabei eigentlich ihre schrittweise Oxidation im Stoffwechsel (Zitronensäurezyklus, Atmungskette) unter Bildung von Kohlenstoffdioxid. Die dabei frei gewordenen Elektronen werden in Form von Energieäquivalenten angelegt (z. B. ATP). Man spricht hier von „kalter“ oder „stiller“ Oxidation. Dazu gehört auch der Rostvorgang.

Der Zerteilungsgrad beschreibt das Verhältnis der Oberfläche zum Volumen eines Körpers. Holzspäne lassen sich leichter anzünden als ein dickes Holzseil, Eisenpulver leichter als ein Eisennagel. Der Zerteilungsgrad des Brennstoffes spielt dabei eine wichtige Rolle, weil er auch Einfluss auf die Entzündungstemperatur hat. Durch eine Zerkleinerung vergrößert sich die wirksame Oberfläche des Stoffes, an der die Oxidation stattfinden kann. Fein zerteilte Brennstoffe können sehr feuergefährlich sein und im Extremfall kann es sogar zu Explosionen kommen (Mehlstaubexplosion, Explosion mit Bärlappsporen).

Holzwole ist gar nicht mehr so leicht zu bekommen. In Zoohandlungen ist sie noch zu finden oder man bekommt sie direkt vom Schreiner als Abfallmaterial von Hobelarbeiten. Früher hat man es in großen Mengen als Füllmaterial für Kartonverpackungen eingesetzt.

**Info „Verbrennungen mit flüssigen und gasförmigen Brennstoffen und erste Löschversuche“:** Teile des Versuches thematisieren die Rolle der Entzündungstemperatur bei der Brandbekämpfung und klären die Verwendung von Wasser als universelles Löschmittel. Der Schüler kann nachvollziehen, dass viele Brände mit Wasser gelöscht werden können, aber auch, dass Wasser in Fällen von Benzin-, Fett-, Öl- und Wachsbränden genau das falsche Löschmittel ist, weil die organischen Brennstoffe auf dem Wasser schwimmen, weiterbrennen und durch das Wasser höchstens großflächig verteilt werden. Beim Löschen des brennenden Alkohols wird der Brand nicht durch Sauerstoffentzug gelöscht, sondern durch die Erniedrigung der Entzündungstemperatur. Wasser besitzt eine hohe spezifische Wärmekapazität. Daraus ergibt sich, dass wenig kaltes Wasser in der Lage ist, den Brand so weit abzukühlen, dass die Entzündungstemperatur des Brennstoffes unterschritten wird. Diese Thematik soll später unter „Flammen ersticken und Brände verhindern durch Erniedrigung der Entzündungstemperatur“ nochmals vertieft werden. Typische Eigenschaften von Gasen sind u. a. ihre Brennbarkeit, ihre Löslichkeit in Wasser und ihre Litermassen (Dichte). Kohlenstoffdioxid und Feuerzeuggas haben mit ca. 2 g/l und mehr im Vergleich zur Luft (1,3 g/l) hohe Dichten. Deshalb kann man auch das Glas nach dem Abfüllen unter Wasser offen auf den Tisch stellen. Das Auffangen unter Wasser funktioniert auch deshalb, weil das Gas nicht in Wasser löslich ist. Feuerzeuggas ist kein Reingas. Es enthält in der Regel die Gase Propan, Butan (Campinggas, Gasflaschen, Gaskartuschen) und oft noch einen Anteil von Isobutan.

Die Brennbarkeit von Dämpfen lässt sich (im Lehrerversuch!) sehr eindrucksvoll demonstrieren. Man zieht aus einer Vorratsflasche mit Leichtbenzin (Feuerzeugbenzin, Petrolether) nur den Dampf über der Flüssigkeit auf eine 30-ml-Spritze mit Kanüle auf. Man lässt den Dampf unter Druck ausströmen und entzündet ihn (evtl. im abgedunkelten Raum) an der Kanülenspitze. Die Flamme „reißt nicht ab“, solange der Stempel unter Druck ist.

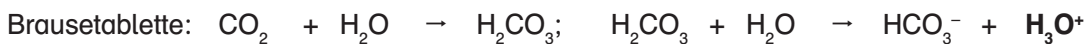
**Info „Dämpfe als Brennstoffe, auch bei Feststoffen“:** Verbrennungen von festen Stoffen mit Flammenerscheinungen sind nur deshalb möglich, weil gasförmige Pyrolyseprodukte gebildet werden. Wenn der Brennstoff nur aufglüht, dann verläuft die Verbrennung ohne die Bildung solcher flüchtigen Stoffe. Der Brennstoff kann fest (Holz, Kohle), flüssig (Alkohol, Benzin), flüssig werden (Wachs) oder gasförmig sein (Erdgas). Im Endeffekt ist es so, dass der eigentlichen Verbrennung ein Verdampfen (brennbare Dampf-Luft-Gemische) oder ein Cracken (Holz, Papier) vorausgeht, bei dem die Gase entstehen, die mit dem Luftsauerstoff reagieren. Bei der Kerze wird in der inneren, dunkleren und kälteren Zone flüssiges Wachs zu Wachsdampf (gasförmiges Wachs) verdampft. Bei unserem Experiment wird mit dem Aluröhrchen Wachsdampf aus dieser Zone abgezogen. So kann eine „Tochterflamme“ erzeugt werden, was die Vorstellung beim Schüler unterstützen soll,





## Anwendungen von Säuren und Laugen

**Info „Eine Blume, die ihre Farbe wechselt“:** Der erforderliche Rotkohlsaft kann vom Schüler selbst hergestellt und auf das Filterpapier aufgetragen werden. Je nach Zeitmanagement kann der Lehrer die Schüler entlasten, indem er den Saft schon vorher produziert. Er kann auch das Imprägnieren der Filterpapiere schon einige Tage vorher durchführen. Der aufgetragene Farbstoff ist über mehrere Wochen stabil. In jedem Fall braucht es eine intensive Rotviolettfrärbung beim Kochen (viele kleine Stücke ins Wasser zur Extraktion schnippeln) und mehrere Aufträge des Extrakts mit Zwischentrocknung (mindestens zwei). Das Trocknen kann mit dem Föhn geschehen oder, wie hier vorgeschlagen, über der Teelichtflamme, der man aber nicht zu nahe kommen darf. Es muss dringend vermieden werden, dass das Papier verkohlt. Damit die Säure-Base-Vorgänge auf dem Filterpapier ablaufen können, muss die Papierblume immer kurz angefeuchtet werden. Um den Farbwechsel zustande zu bringen, muss man mit schwachen Säuren und schwachen Laugen arbeiten. Diese Voraussetzungen sind durch Kohlensäure und durch das Ammoniumhydroxid gegeben. Beide entwickeln sich erst nach Reaktion der ihnen zugrunde liegenden Gase mit dem Wasser auf dem Filterpapier. Gasförmiges Ammoniak ist ein Zersetzungsprodukt aus dem erhitzten Hirschhornsalz (oder auch aus Ammoniumcarbonat). Es riecht bei der Zersetzung dieses Backtriebmittels für Flachgebäck auf dem Dosenbrenner stark nach Ammoniak. Vor diesem Gas muss sich aber auch bei starkem Gestank niemand fürchten. Hier sind die zugrunde liegenden chemischen Vorgänge:



Der Farbwechsel bei der Papierblume ist beliebig oft wiederholbar.

**Info „Der Lochfresser: Abflussreiniger frisst Aluminium“:** Hier müssen Abflussreiniger verwendet werden, die aus Granulat bestehen (keine flüssigen Abflussreiniger). Das Granulat setzt sich in der Regel aus alkalischen Stoffen, z. B. Ätznatron, aus Natriumnitrat und aus Aluminiumkörnern zusammen. Ätznatron bildet mit Wasser Natronlauge, die das Aluminium angreift. Aluminium ist das einzige Metall, das auch mit Laugen Wasserstoff bildet. Die Gasentwicklung mit den Aluminiumkörnern im Reiniger soll die Verstopfung lösen. Da das entstehende Wasserstoffgas mit dem Luftsauerstoff aus der Umgebung explosives Knallgas bilden kann, könnte tatsächlich die brennende Zigarette des Reinigungspersonals das Gemisch zur Explosion bringen. Solche Unfälle wurden gelegentlich auch schon in der Vergangenheit in der Presse beschrieben. Dazu muss man aber auch alle Sicherheitsangaben und -hinweise auf der Packung ignorieren. Das Nitrat soll dazu beitragen, Gefahren zu entschärfen, indem es mit dem Wasserstoff zu Ammoniak reagiert.

Im Versuch ist es erstaunlich zu sehen, wie schnell und wie heftig sich der Abflussreiniger durch die Alufolie frisst. Bei diesem Versuch muss bis zur Entsorgung der Reste über den Ausguss (viel Wasser nachspülen!) eine Schutzbrille getragen werden. Besonders beim Spülen ist darauf zu achten, dass keine Laugenspritzer in die Augen geraten.

**Info „Wenn der Magen zu viel Säure produziert: Sodbrennen bekämpfen“:** Dieser Versuch zeigt sehr anschaulich, wie Säure-Base-Vorgänge im richtigen Leben eine Rolle spielen können. Hier geht es um eine Neutralisationsreaktion im menschlichen Magen. Ausgangspunkt des Problems ist das Sodbrennen, das daher kommt, dass der Magen zu viel Magensäure produziert. Täglich sind es ca. 3 l. Ein Hauptbestandteil ist Salzsäure. Mit Bullrich Salz wird Magensäure bekämpft, weil es Stoffe enthält (vor allem Natron), die die Salzsäure neutralisieren. Beim Neutralisationsvorgang im Magen entsteht, genau wie in diesem Experiment auch, Kohlenstoffdioxid, das der Patient durch Aufstoßen loswird. Im Experiment sieht man bei der Zugabe von Bullrich Salz Gasblasen aufsteigen.

Um das Prinzip der Neutralisation zu verstehen, muss der Schüler wissen, dass man die saure Wirkung der Säure dadurch aufheben kann, dass man sie mit ihrem Gegenspieler, der Lauge, behandelt. Die Gegensatzpaare heißen aber nicht wie in der Alltagssprache *sauer – süß*, sondern in der Chemiesprache *sauer – alkalisch*. Neutralisationen führt man praktisch so durch, dass man zu einer Säure in kleinen Dosen Lauge gibt (oder umgekehrt) bis der hinzugegebene Indikator gerade die Farbe wechselt. Dies ist der Hinweis, dass der neutrale Zustand gerade eben erreicht ist. Hier sind die für dieses Experiment relevanten chemischen Gleichungen: