

Ausarbeitung zum Experimentalvortrag

# Salze im Haushalt



von Isabelle Kuhn

# Gliederung

1. Einführung.....	2
2. Was ist ein Salz? Kochsalz klärt auf!.....	3
Versuch 1: Elektrolyse einer Kochsalzlösung.....	4
Versuch 2: Können Salze den pH-Wert beeinflussen?.....	8
Demo 1: Antazida.....	12
3. Nachweise und Eigenschaften von Salzen.....	15
3.1 Kationen.....	16
Versuch 3: Flammenfärbung.....	16
Versuch 4: Aluminiumsalze in Deos.....	20
3.2 Anionen.....	24
A) Salze der Halogensäuren.....	24
Versuch 5: Iodatnachweis im Speisesalz.....	25
B) Salze der Kohlensäure.....	28
Versuch 6a): Warum schäumt Brause?.....	30
Versuch 6b): Welches Gas entsteht dabei?.....	31
Demo 2: Feuerlöscher.....	33
Demo 3: Backpulver-Rakete.....	35
Versuch 7: Woher die Amerikaner ihren Namen haben.....	37
C) Salze der Phosphor- und Salpetersäure.....	40
Versuch 8: Phosphate im Düngemittel.....	43
4. Schulrelevanz.....	44
5. Literaturverzeichnis.....	46



Labor Malventee oder Rotkohlsaft verwendet).

## 2. Was ist ein Salz? Kochsalz klärt auf!

Zunächst heißt es zu verstehen was ein Salz ausmacht, das heißt, welche Eigenschaften es hat.

Da jedem klar sein sollte, dass Kochsalz ein Salz ist, ist es sinnvoll anhand des Kochsalz zu klären, welche allgemeinen Eigenschaften Salze haben, um dann anschließend zu untersuchen, ob diese auch auf andere Salze zutreffen.

Dazu habe ich den folgenden Versuch ausgewählt, da er nicht nur die Eigenschaften erklärt, sondern zudem noch aufgrund der Farbigkeit visuell ansprechend ist.

### Versuch 1: Elektrolyse einer Kochsalzlösung [1]

#### Allgemeines:

#### ***Kochsalz (Natriumchlorid):***

NaCl ist das Natriumsalz der Salzsäure, seine äußere Form sind farblose, würfelförmige, gut wasserlösliche Kristalle.



*Kochsalzkristall [12]*

Natriumchlorid ist in der Natur in großer Menge vorhanden, teils gelöst im Meerwasser, teils als das Mineral Halit (Steinsalz) in unterirdischen Salzstöcken. Allein die unterirdischen Salzvorkommen in Deutschland werden auf etwas mehr als 100.000 Kubikkilometer geschätzt. Gewonnen wird es demnach durch bergmännischen Abbau von Steinsalzlagerstätten, durch Auflösen von Steinsalz unter oder über Tage und durch Eindampfen der so erhaltenen „Sole“ oder durch Eindunsten von Meerwasser.

Da Natriumchlorid der wichtigste Mineralsstoff für Menschen und Tiere ist (der menschliche Körper besteht zu etwa 0,9 % aus Salz und verliert davon täglich 3–20 Gramm), wurde es schon in vorgeschichtlicher Zeit gewonnen und blieb lange Zeit ein teures Handelsgut.

Als Speisesalz ist Natriumchlorid schon seit Alters her ein unverzichtbarer Bestandteil der menschlichen Ernährung. Es wird zum Würzen von fast allen Speisen benutzt. Außerdem verwendet man es zur Konservierung von Lebensmitteln („Pökeln“). Seit der Zeit der Industrialisierung spielt jedoch mengenmäßig die industrielle Verwendung die weitaus größere Rolle. Je nach der Anwendung werden unterschiedliche Zusatzstoffe beigemischt.

Zudem ist Natriumchlorid Ausgangsmaterial für die Darstellung fast aller Natriumverbindungen, des Natriums selbst, der Salzsäure und des Chlors.[10, 11]

***Elektrolyse:***

Die Elektrolyse (griech. "mittels Elektrizität trennen") ist eine mithilfe von elektrischem Strom hervorgerufene chemische Umwandlung eines Elektrolyten, bei der elektrische Energie direkt in chemische Energie umgewandelt wird. Aus Versuchen mit der Elektrolyse erkannte Michael Faraday 1832/33 einen Zusammenhang zwischen eingesetzter Strommenge und der Menge, der aus der Lösung entstandenen Produkte. Auf Grundlage dieser Erkenntnisse postulierte George Johnstone Stoney 1874 das Vorhandensein elektrischer Ladungen in Atomen, die er Elektronen nannte. Kurz darauf wurde seine Behauptung durch weitere Experimente mit einer Kathodenstrahlröhre von Julius Plücker bestätigt. Das Elektron war entdeckt! Aber die Elektrolyse hat nicht nur historisch eine Bedeutung, sondern wird auch heute z.B. zur Herstellung von Aluminium im industriellen Maßstab benutzt. Durch die folgende Chloralkalielektrolyse wird industriell Chlor hergestellt. [1, 11]

**Chemikalien:**

Eingesetzte Stoffe	Gefahrensymbole	R- und S- Sätze	Einsatz in der Schule [2]
dest. Wasser	-	-	unbegrenzt
Kochsalz (NaCl)	-	-	unbegrenzt
Rotkohlsaft	-	-	unbegrenzt

**Materialien:**

Becherglas (250 mL), Stromquelle, Kabel, Kohleelektrode, Kupferelektrode, Magnetprüher, Hebebühne, Rührfisch, Spatel

### Durchführung:

Vor dem Versuch filtert man aus Rotkohl etwas Rotkohlsaft. In ein Becherglas werden ca. 200 mL Wasser gegeben und durch mehrere Spatel Kochsalz eine konzentrierte Salzlösung hergestellt. Eine Kohleelektrode wird als Anode ((+)-Pol), eine Kupferelektrode als Kathode ((-)-Pol) an eine Spannungsquelle geschaltet. Da bei dem Versuch Chlorgas entsteht muss der Aufbau in einem Abzug stattfinden. Nun gibt man etwas Rotkohlsaft in die Salzlösung, rührt um und senkt die Elektroden in die Lösung. Man elektrolysiert die Lösung einige Minuten mit einer Spannung von 9V- 12V.

### Beobachtung:

Die Lösung verfärbt sich von rot nach grün. Auf der Lösung bildet sich Schaum. Ein deutlicher Chlorgeruch ist zu vernehmen.

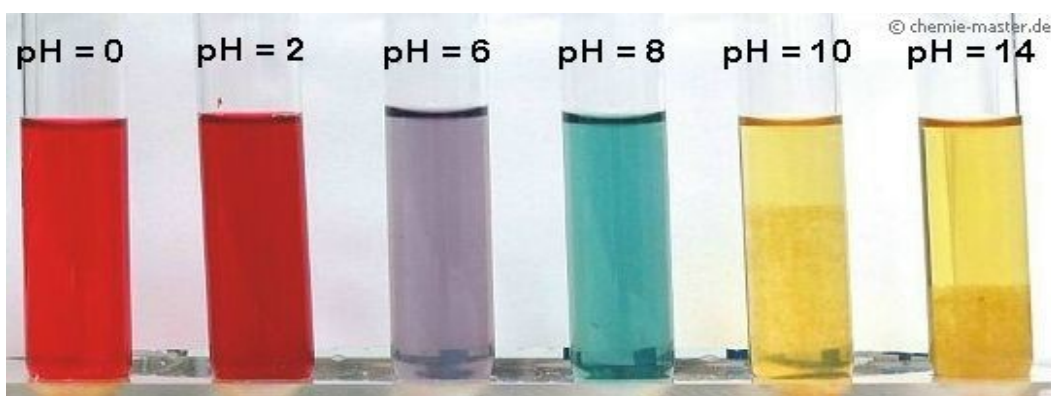
### Auswertung:

Bei der Elektrolyse von Natriumchlorid sind aus dem Salz neue Stoffe entstanden. Einer davon lässt sich am Geruch als Chlor ausmachen.

### ***Zum Indikator:***

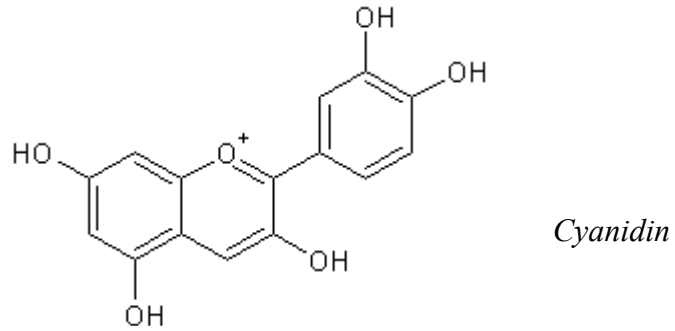
Rotkohlsaft enthält Anthocyane. Genauer das Cyanidin. Dieser Stoff ist ein Indikator, der Säuren und Basen anzeigt. Er ändert seine Farbe von rot nach grün, was auf eine Base in der Lösung deutet.

Rotkohlsaftskala [13]:

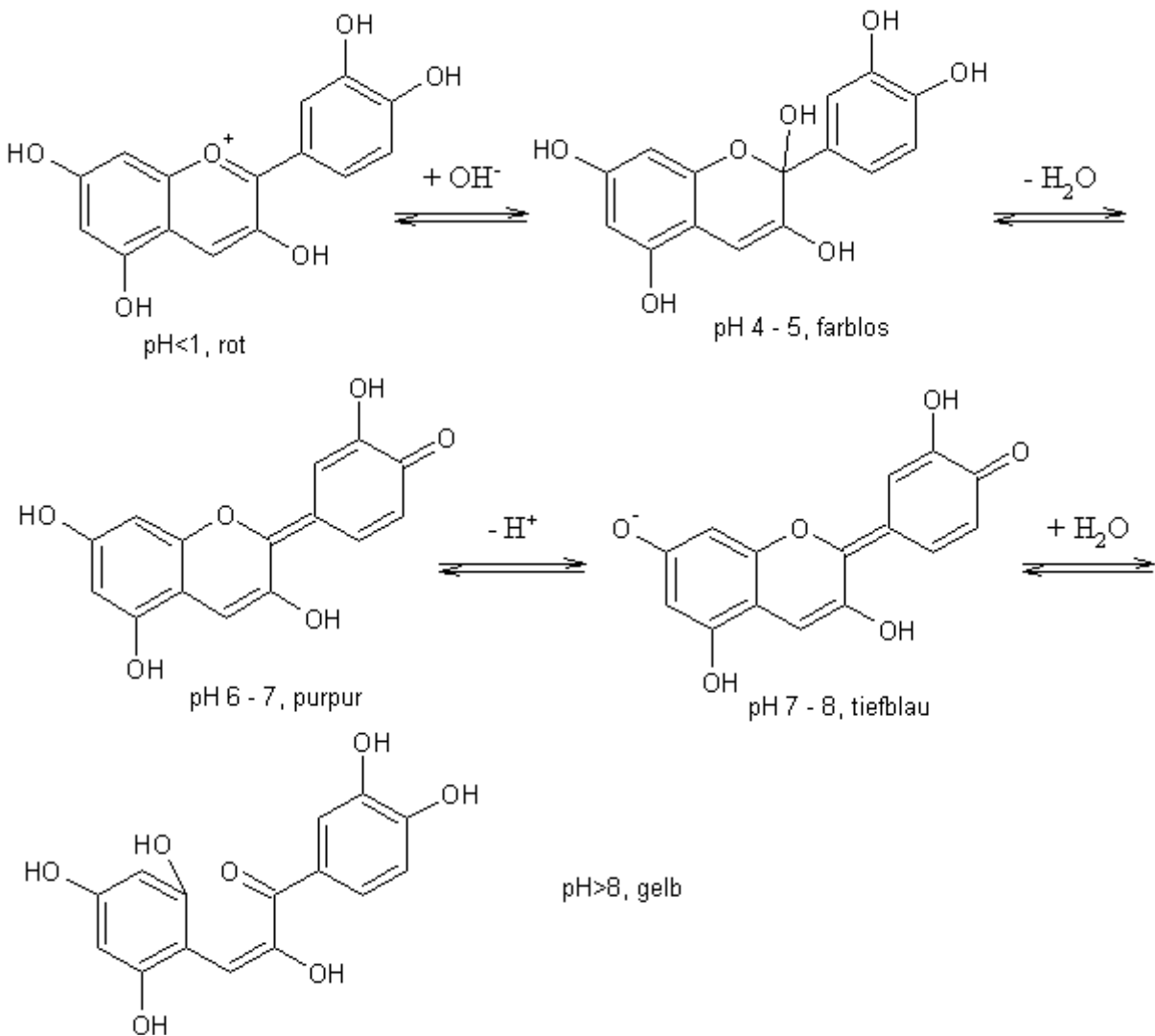


Im sauren Bereich mit Himbeerrot beginnend, reicht die Farbskala über Rotviolett, Lila und Blauviolett, wo etwa der Neutralpunkt liegt, weiter über Blau, Türkis, Flaschengrün, Laubgrün bis zu Grüngelb- und Gelbtönen im stark alkalischen Bereich.

Die Grundstruktur des Cyanidin ist wie bei allen Anthocyanen das Flavyliumkation:



Dieses kann nun bei Zugabe von Säuren und Basen die folgenden Reaktionen eingehen woraus die unterschiedliche Färbung resultiert [14].

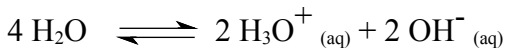


### Zur Reaktion:

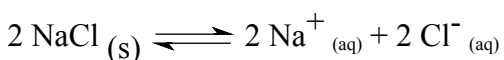
Um die genauen Vorgänge in der Lösung zu verstehen sollten vorerst die genauen Verhältnisse in der Lösung zu Beginn des Versuches dargestellt werden. Das Natriumchloridsalz liegt im Wasser gelöst (dissoziiert) als Ionen vor.

Zustände im Wasser vor der Elektrolyse (Rotkohllindikator: violett-blau):

Autoprotolyse des Wassers

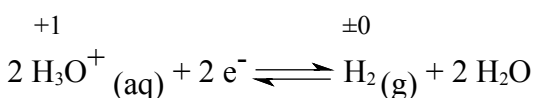


Dissoziation des Kochsalzes

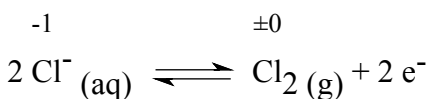


Chloridionen geben am Pluspol ihr überschüssiges Elektron ab und bilden wieder molekulares Chlorgas. Nun könnte man vermuten, dass die Natriumionen am Minuspol ein fehlendes Elektron bekommen und elementares Natrium entsteht. Da Wasser mit Natrium eine Base bildet, die der Rotkohlsaft angezeigt hat, könnte die Annahme sogar richtig sein. Jedoch sind im Wasser nicht nur Wassermoleküle sondern auch Wasserstoffionen (siehe Autoprotolyse des Wassers) diese nehmen Elektronen eher auf als Natriumionen. Es bildet sich Wasserstoffgas und Hydroxidionen bleiben übrig, die für die Färbung des Indikators verantwortlich sind. Folgende Reaktionen laufen an der Kathode und Anode ab:

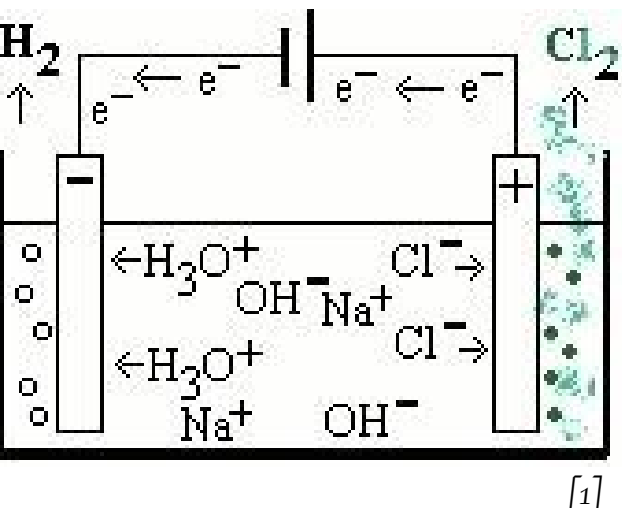
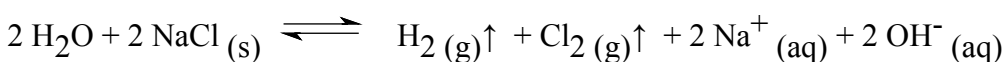
Reduktion an der Kathode ((-)-Pol):



Oxidation an der Anode ((+)-Pol):



Gesamtreaktion in der Lösung



„Natronlauge“

(Rotkohllindikator: grün)

Aus diesem Versuch kann man also vor allem lernen, dass Salzlösungen den elektrischen Strom leiten und dass sie aus Ionen bestehen.

## Versuch 2: Können Salze den pH-Wert beeinflussen? [3]

### Allgemeines:

Der pH-Wert eines Stoffes gehört zu seinen wichtigen Eigenschaften, gerade bei Haushaltschemikalien ist der pH-Wert mit verantwortlich für die Einsatzmöglichkeiten der Haushaltschemikalie. Man kann anhand dieses Versuches also viel über die Salze im Haushalt, deren Eigenschaften und Einsatzmöglichkeiten lernen. Neben den hier vorgestellten Salzen kann man natürlich auch viele weitere Salze untersuchen, die folgenden habe ich exemplarisch heraus gesucht.

### **Soda** (Natriumcarbonat $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ):

Soda ist das Natriumsalz der Kohlensäure. Es ist ein gut in Wasser lösliches Salz. Natriumcarbonat wird zur Seifen-, Waschmittel- und Glasherstellung benötigt und als Wasserenthärter eingesetzt.

Große Mengen Natriumcarbonat findet man (in Mischung mit Natriumhydrogencarbonat) in den Salzseen Ägyptens, Nord- und Südamerikas.

Bis zum 19. Jahrhundert gewann man Soda aus kochsalzreichen Meeres- oder Strandpflanzen. Diese wurde verbrannt und hinterließen eine sodareiche Asche. Die technische Gewinnung erfolgte mit Beginn des 19. Jahrhunderts nach dem Leblanc-Verfahren und heute hauptsächlich nach dem Solvay-Verfahren [15].



*Soda wirkt stark fett- und schmutzlösend und wird daher als Reinigungsmittel verwendet [15]*

### **Backpulver:**



Backpulver ist ein zum Backen benutztes Triebmittel. Es ist meist eine Mischung aus Natriumhydrogencarbonat (Trivialname: Natron) und einem Säuerungsmittel, oft Dinatriumdiphosphat (E 450a) oder Monocalciumorthophosphat (E 341a), einem sauren Salz. So genannte natürliche Backpulver enthalten als Säuerungsmittel Zitronensäure (E 330) oder Weinsäure (E 334) [10].

### **Hirschhornsalz:**



Hirschhornsalz ist ein Backtriebmittel (Lebensmittelzusatzstoff E 503). Es besteht hauptsächlich aus Ammoniumhydrogencarbonat (E 503ii)  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$  (2 Teile) neben Ammoniumcarbonat (E 503i)  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  (1 Teil) und etwas Ammoniumcarbamat  $\text{NH}_4\text{CO}_2\text{NH}_2$ . Hirschhornsalz wird zur Lockerung von Flachgebäck benutzt, wie z.B. Mürbeteig, Spekulatius, Amerikaner (mehr dazu später) oder auch Lebkuchen [10].

Für die Schule eignet sich dieser Versuch besonders gut, da er zur Wiederholung des Themas Säuren und Basen geeignet ist und die Schüler hier sehr gut Zusammenhänge zwischen dem Thema Salze und Säuren und Basen sehen können, so festigt sich ihr bisheriges Wissen und wird zudem noch erweitert. Außerdem kann man anhand dieses Versuches einen weiteren Indikator (den Malventee) kennen lernen und diesen zuvor mit den Schüler herstellen. So lernen sie mit einfachen Mitteln aus dem Haushalt Eigenschaften von Stoffen zu untersuchen. Da alle diese Chemikalien in einem normalen Haushalt vorhanden sind bzw. ohne bedenken mit nach Hause genommen werden können (z.B.: der Malventee), eignet sich dieser Versuch ebenso gut als chemische Hausaufgabe.

### Chemikalien:

Eingesetzte Stoffe	Gefahrensymbole	R- und S- Sätze	Einsatz in der Schule [2]
Malventee	-	-	unbegrenzt
dest. Wasser	-	-	unbegrenzt
Soda (Natriumcarbonat)	Xi	R 36 S 2-22-26	Sekundarstufe I
Backpulver	-	-	unbegrenzt
Hirschhornsalz	Xn	R 22	Sekundarstufe I

### Materialien:

4 Demoreagenzgläser, 3 passende Stopfen, Demoreagenzglasständer, 3 Spatellöffel, Becherglas

### Durchführung

In einem Becherglas wird soviel an Malventee aus einem Teebeutel in kaltem Wasser gelöst, bis ein deutlich gefärbter Aufguss entstanden ist. Diesen Aufguss verteilt man auf die vier Demoreagenzgläser und füllt in drei der Reagenzgläser je einen Spatellöffel voll der Haushaltsprodukte (Backpulver, Soda, Hirschhornsalz) und schüttelt gut durch.

TIPP: Man kann diesen Versuch auch mit weiteren Salzen wie Pottasche und Natron durchführen!

### Beobachtung:

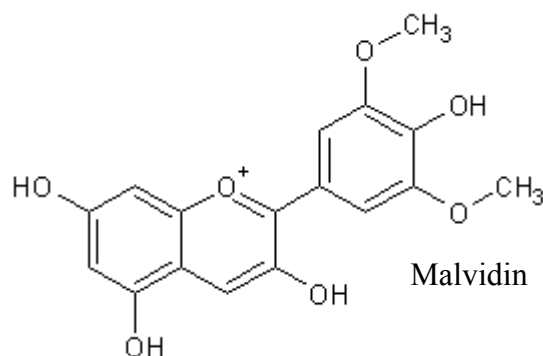
Je nach pH-Wert treten Farbveränderungen von trübe lila (Backpulver) über grau-blau (Hirschhornsalz) bis grün (Soda) auf.

pH-Wert	Farbe
1,5 (Teeaufguss)	rot
5,5 (Backpulver)	violett
8 (Hirschhornsalz)	grau-blau
9,5 (Soda)	grün-braun

Besonders bemerkenswert dabei ist, dass Malventee einen pH-Wert von 1,5 hat und dennoch ganz vorzüglich schmeckt (nicht im Labor verzehren!).

### Auswertung:

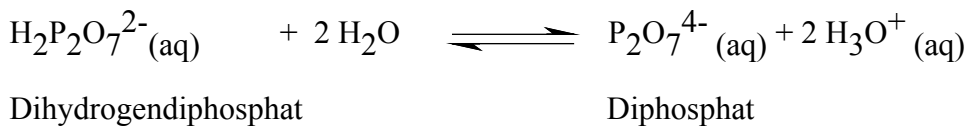
Malvenblüten enthalten wie Rotkohlsaft Anthocyane (hier Malvidin), die eine pH-Indikator-Wirkung aufweisen (Reaktionsgleichung analog zum Cyanidin, siehe oben).



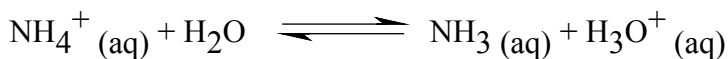
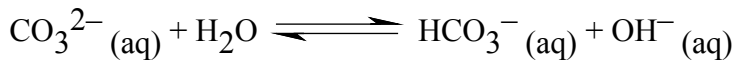
Grund für die unterschiedlichen pH-Werte der Salze sind die folgenden in wässriger Lösung auftretenden Reaktionsgleichungen:

#### Backpulver:

Beim Backpulver ist nicht der Hauptbestandteil Natriumhydrogencarbonat (Natron) für die saure Reaktion verantwortlich sondern, das dem Backpulver zugesetzte Dinatriumdihydrogendiphosphat ( $\text{Na}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$ ; E450 a)

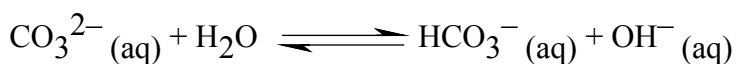


#### Hirschhornsalz ( $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ):



Ist nicht ganz so basisch wie Soda, da hier neben der Reaktion des Carbonats in Wasser auch noch Ammoniumion reagiert, so entstehen nicht nur Hydroxidionen, sondern auch Oxoniumionen.

#### Soda ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ):



Hier entstehen nur Hydroxidionen, welche für den Umschlag des Indikators ins grün-braune verantwortlich sind.

## Demo 1: Antazida [4] oder



gegen

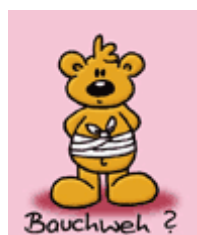


Maaloxan® enthält ein Gemisch aus Al- und Mg-Hydroxid [15]

Bullrichsalz® enthält Natriumhydrogencarbonat [15]

### Allgemeines:

Etwa ein Drittel der Bundesbürger leiden regelmäßig unter Sodbrennen. Dabei steigt Magensaft in der Speiseröhre auf und verursacht ein unangenehmes Brennen.



Antazida sollen die Magensäure teilweise neutralisieren und damit dem Sodbrennen entgegenwirken. Antazida werden außerdem bei Magengeschwüren verordnet. Als Antazida kommen unterschiedliche anorganische Substanzen zum Einsatz zum Beispiel:  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$  und  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ . Die im Handel befindlichen Präparate unterscheiden sich beträchtlich hinsichtlich ihrer Neutralisationskapazität. Die beiden hier vorgestellten Versuche zeigen die unterschiedliche Wirkungsweise der verschiedenen Antazida. [4, 15]

Diese Demo soll nun das vorher Gelernte verdeutlichen und vertiefen. Es wird schnell klar, wie man sich die basische Wirkung mancher Salze sogar in der Medizin zu nutzen machen kann.

## Chemikalien:

Eingesetzte Stoffe	Gefahrensymbole	R- und S- Sätze	Einsatz in der Schule [2]
Bullrich-Salz® (Hinweise siehe Packungsbeilage)	-	-	unbegrenzt
Maaloxan® (Hinweise siehe Packungsbeilage)	-	-	unbegrenzt
Salzsäure (c(HCl) = 0,1 mol/L)	-	-	Sekundarstufe I

## Materialien:

2 1000 mL Erlenmeyerkolben, 2 Rührstäbe, Mörser, Pistill

## Durchführung/Beobachtung:

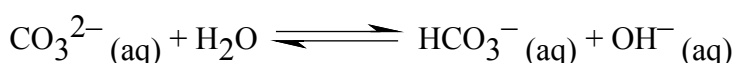
Für jede Probe einen 1000 ml Erlenmeyerkolben etwa zur Hälfte mit 0,1-molarer Salzsäure füllen. Dies entspricht einem durchschnittlichen Mageninhalt. Die Lösung mit flüssigem Universalindikator anfärben. Der Indikator zeigt pH 1 an. Nun die empfohlene Dosis der Antazida pulverisieren und zur Salzsäure geben. Der pH-Wert ändert sich. Es stellen sich Werte zwischen pH 4 bis pH 8 ein. Bei einigen Präparaten ist eine Gasbildung erkennbar.

## Auswertung:

Alle Antazida enthalten Stoffe, die mit Säuren reagieren und diese neutralisieren. Es kommen dabei aber unterschiedliche Verbindungen vor:

Bullrich Salz® enthält vor allem Natriumhydrogencarbonat (Natron), die Hauptwirkstoffe von Rennie® sind Calciumcarbonat und Magnesiumcarbonat. Trigastri® besteht aus einem Gemisch von Aluminiumoxid und Magnesiumhydroxid, in Talcid® ist die wirksame Substanz Hydrotalcit, ein Aluminium-Magnesium-hydroxid-carbonat-hydrat.

Bei der Reaktion der Carbonate mit der Magensäure entsteht CO<sub>2</sub>.



Alkalimetall-Carbonate reagieren dabei sehr schnell, Erdalkalimetallcarbonate langsamer. Bei der schnellen CO<sub>2</sub>-Freisetzung können bei empfindlichen Menschen unangenehmes Aufstoßen und Völlegefühl auftreten. Die Carbonate reagieren vollständig mit der Magensäure, der pH-Wert kann dabei vom stark sauren Ausgangszustand mit pH 0,8-1,5 bis in den neutralen oder (vor allem bei

Überdosierung) in den schwach alkalischen Bereich angehoben werden. Therapeutisch sinnvoll wäre jedoch das Einstellen eines pH 3-4. Bei höheren pH-Werten sind die Verdauungsenzyme des Magens nicht mehr aktiv und die desinfizierende Wirkung der Magensäure fällt aus. Aluminium- und Magnesiumhydroxide sind nur im sauren Bereich löslich. Sie reagieren daher nur so lange mit der Magensäure, bis das Milieu auf maximal pH 5 angestiegen ist. Dann endet die Wirkung der Antazida, die überschüssige Menge bleibt unverändert.

Antazida sind grundsätzlich nur bei gelegentlich auftretender Hyperazidität ("Übersäuerung" des Magens) einzusetzen. Bei häufigem Auftreten deren Symptome (Sodbrennen, Magendruck) sollte unbedingt ein Arzt aufgesucht werden.

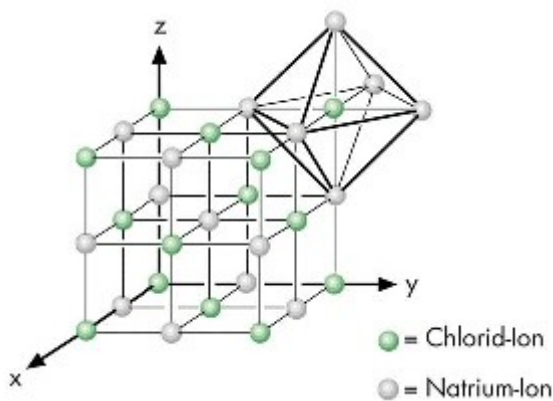
#### Entsorgung:

Lösungen können neutral ins Abwasser gegeben werden.

#### **Fazit: Was können wir aus Versuch 1 und 2 sowie aus der Demo 1 lernen?**

Aus Versuch 1 haben wir gelernt, dass Salzlösungen den elektrischen Strom leiten (sie sind also Elektrolyte) und dass sie aus Ionen bestehen. Weiterhin sollte man dann noch erarbeiten, dass diese Ionen in einem Ionengitter angeordnet sind, welches sich äußerlich als Kristall bemerkbar macht.

Am Beispiel von Kochsalz:



Ionengitter des Kochsalzes  
[17]



Kubischer Kochsalzkristall  
[17]

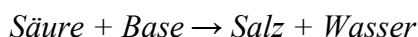
Versuch 2 und Demo 1 hingegen zeigt uns die Eigenschaften und Verwendungen von Salzen. Es wird deutlich, dass es neutrale, basische und saure Salze gibt.

Aus solchen Versuchen kann man auch in der Schule sehr gut die Definition der Salze ableiten.

### **Definition der Salze (nach Svante Arrhenius 1859-1927) [11]:**

*Salze sind Verbindungen, die in wässrigen Lösungen oder Schmelzen in ihre Kationen und Anionen zerfallen.*

*Sie entstehen durch folgende Reaktion:*



*Zudem unterscheidet man neutralen, sauren, basischen Salze. Im festen Zustand liegt ein Ionengitter vor welches sich äußerlich als Kristallform bemerkbar macht.*

## 3. Nachweise und Eigenschaften von Salzen

Im folgenden möchte ich auf die unterschiedlichen Haushaltssalze etwas genauer eingehen. Ich werde die Salze, die mir am wichtigsten erscheinen Nachweisen und ihre Eigenschaften und die daraus resultierende Bedeutung für den Haushalt etwas näher beleuchten, auch werde ich versuchen auf die für die Schule bedeutende Themen, wie die Umweltproblematik eingehen. Im Vordergrund soll auch hier wieder der Alltagsbezug und die Schultauglichkeit der Versuche stehen. Um strukturierter vorzugehen habe ich die Salze dafür grob in die zwei Gruppen, Anionen und Kationen, geteilt und gehe dann explizit auf die unterschiedlichen Ionen ein.

### 3.1 Kationen

Beginnen möchte ich mit den Kationen. Bei anorganischen Salzen werden die Kationen meist von Metallen gebildet, häufig vorkommende Kationen sind zum Beispiel  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ .

Eine der wichtigsten Bestimmungsmethoden (der Alkali- und Erdalkalimetallionen) ist die Flammenfärbung, die weder hier noch im Unterricht fehlen sollte.

## Versuch 3: Flammenfärbung [5]

### Allgemein:

Flammenfärbung ist Bezeichnung für die von bestimmten Elementen des Periodensystems und ihren Verbindungen verursachte charakteristische Färbung der nichtleuchtenden Flamme eines Bunsenbrenners. Die Flammenfärbung ist auf die thermische Anregung von Atomen oder Ionen bzw. deren Elektronen und die nachfolgende Emission einer entsprechenden Strahlung im Bereich des sichtbaren Lichts (Linienspektrum) zurückzuführen. In der qualitativen Analyse dient die Flammenfärbung als Vorprobe für die Anwesenheit bestimmter Elemente. Die für die einzelnen Elemente typische Flammenfärbung zeigt die folgende Tabelle der Elemente [18]:

<b>Element</b>	<b>Flammenfärbung</b>	<b>Element</b>	<b>Flammenfärbung</b>
Lithium	karminrot	Indium	blauviolett
Natrium	gelb	Thallium	grün
Kalium	violett	Blei	fahlblau
Rubidium	rotviolett	Arsen	fahlblau
Caesium	rotviolett	Antimon	fahlblau
Calcium	ziegelrot	Selen	bläulich
Strontium	karminrot	Tellur	grün
Barium	fahlgrün	Kupfer	grün
Bor	grün	Molybdän	fahlgrün
Gallium	violett		

### Chemikalien:

Eingesetzte Stoffe	Gefahrensymbole	R- und S- Sätze	Einsatz in der Schule [2]
Kochsalz (NaCl)	-	-	unbegrenzt
Pottasche (K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> ) (erhältlich bei den Backwaren)	Xi	R 36/37/38 S 22-26	Sekundarstufe I
Ethanol	F	R 11 S 2-7-16	Sekundarstufe I

### Materialien:

Sprühflaschen (z.B. von Haushaltsreinigern), Bunsenbrenner

### Durchführung:

Man löst das zu untersuchende Salz (Kochsalz oder Pottasche) in Ethanol und füllt es in die Sprühflasche. Anschließend sprüht man aus ca. 20 cm Entfernung **vorsichtig** in die Bunsenbrennerflamme. (Kein Schülerversuch! Ethanol ist brennbar, man muss also vorsichtig sprühen!)

### alternative Durchführung:

(etwas ungefährlicher und daher besser für die Schule geeignet und auch als Schülerversuch durchführbar, ist aber auch unspektakulärer)

Man füllt kleine Portionen der aufgeführten Salze in jeweils eine Porzellanschale. Anschließend nimmt man ein Magnesiastäbchen und glüht dieses in der nichtleuchtenden Bunsenflamme aus. Das noch glühende Stäbchen wird in eines der Salze getaucht, so dass einige Kristalle daran hängen bleiben. Anschließend hält man das so präparierte Magnesiastäbchen in die nichtleuchtende Bunsenflamme. Vergleiche die Färbung der Flammen durch die verschiedenen Salze. Dabei muss man immer ein neues Magnesiastäbchen verwenden, oder die Spitze des benutzten Stäbchens nach dem Erkalten abbrechen.

### Tipp:

Es können natürlich noch weitere Salze wie zum Beispiel Gips (Calciumsulfat) (ziegelrote Flammenfärbung) und Hirschhornsalz (Ammoniumcarbonat) (keine Flammenfärbung) untersucht werden.

### Beobachtung:

Während Kochsalz eine intensive gelbe Flammenfärbung zeigt, leuchtet die Flamme mit Pottasche violett.



*Natriumflamme links, Kaliumflamme rechts [10]*

### Auswertung:

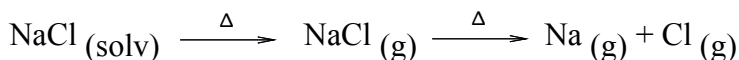
Die Salze der Alkali- und Erdalkalimetalle ergeben in der Flamme eine intensive Färbung. Durch hohe Temperaturen können die äußeren Elektronen ein höheres Energieniveau besetzen. So werden auch die Außenelektronen als so genannte *Leuchtelektronen* bezeichnet. Durch Rückfallen in den Grundzustand wird Energie in Form von Licht frei gegeben. Durch verschiedene Wellenlängenbereiche werden unterschiedliche Farben vom Auge wahrgenommen.

Einige färben die Flamme auch blau oder grün, weshalb solche Verbindungen auch Bestandteile von Feuerwerkskörpern sind. Je nach Reinheitsgrad enthalten einige Salze sehr geringe Mengen an Natriumsalzen, die schon in Spuren die Flamme deutlich gelb färben. Deshalb kann es vorkommen, dass die oben beschriebene Farbe nicht so deutlich zu sehen ist. Sie wird von der Färbung des Natriumsalzes überlagert.

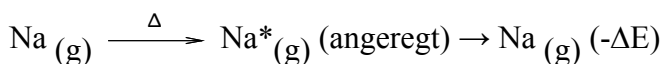
(Zum Tipp: Ammoniumchlorid besitzt kein Alkali- oder Erdalkali-Kation sondern das Ammonium-Ion ( $\text{NH}_4^+$ -Ion). Dieses reagiert in der Hitze zu Ammoniakgas, welches einen stechenden Geruch besitzt).

### **Erklärung des Phänomens am Kochsalz:**

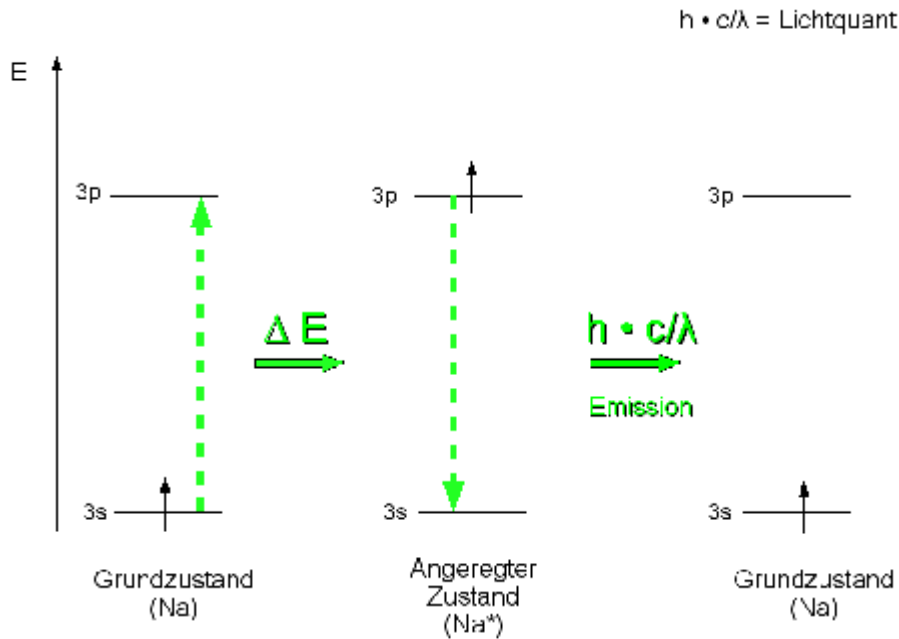
durch thermische Anregung gelangt das Molekül in die Gasphase, wo es durch weiteres Erhitzen in seine Atome zerfallen kann.



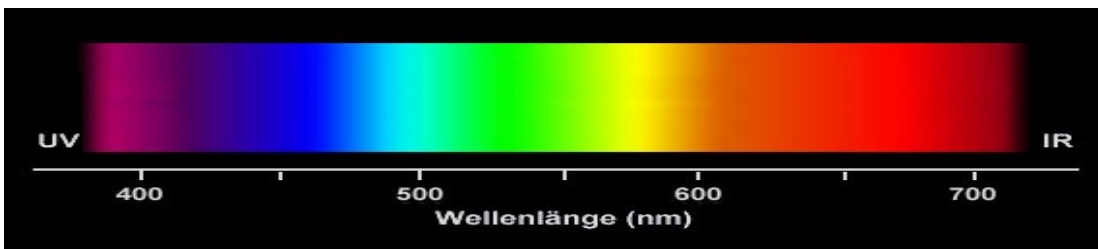
Nun wird das Natriumatom angeregt (Energieschema siehe unten) und fällt dann wieder in den Grundzustand, wobei Licht emittiert wird.



## Energieschema:



Man kann sich dabei merken, dass blaues Licht energiereicher ist und eine kürzere Wellenlänge hat während rotes Licht energieärmer ist und längere Wellenlänge hat.



Grund dafür ist die folgende Gleichung:

$\Delta E = h \cdot (c/\lambda)$ , wobei E= Energie, h= Konstante (Plancksches Wirkungsquantum),  $\lambda$ = Wellenlänge, c= Lichtgeschwindigkeit.

Aus ihr geht hervor, dass die Energie anti proportional zur Wellenlänge ist:  $\Delta E \sim 1/\lambda$ .

So kommt es aufgrund der unterschiedlichen Elektronenhüllen zu einer charakteristischen Flammenfärbung.

## Versuch 4: Aluminiumsalze in Deos [5]

### Allgemein:



Salze im Haushalt sind nicht nur in Reinigern und Backpulvern, sondern auch in Kosmetika enthalten, zum Beispiel in machen Deos. Dies wird für die meisten Schüler etwas verblüffendes sein, so bietet es sich an sie dazu zu animieren ihr eigenes Deo von zu Hause mitzubringen und über die Inhaltsstoffe zu diskutieren. Z.B. steht in den Medien immer noch zur Diskussion ob manche der Inhaltsstoffe (Aluminiumchlorohydrate) Brustkrebs erzeugen können oder nicht. Man könnte so [19] also einen interessanten Stundeneinstieg schaffen, indem man einige Artikel zu diesem Thema mitbringt.

Als wichtigen Inhaltsstoff enthalten Deodorants Antitranspirante. Antitranspirante oder Antitranspirants (Schweißhemmer) sind Substanzen, die den Schweiß und somit auch den Schweißgeruch verhindern sollen. Zu den Antitranspiranten Stoffen gehören unter anderem laut Inhaltstoffen Aluminiumchlorid, Aluminium-Zirconium-Verbindungen, Aluminium Chlorohydrate, wobei in dem von mir ausgewählten Deodorant letztere enthalten sind.

Ihre Wirkungsweise ist die Verringerung der Schweißbildung durch Verkleinerung bzw. Verstopfung des Porenquerschnitts der Schweißdrüsen. Dadurch wird 20 bis 60% weniger Schweiß ausgeschüttet, was jedoch im Endeffekt dazu führen kann, dass vermehrter Schweißgeruch selbst bei geringer Schweißproduktion vorkommt [10].

### Chemikalien:

Eingesetzte Stoffe	Gefahrensymbole	R- und S- Sätze	Einsatz in der Schule [2]
Deodorant mit „Aluminiumchlorid“	-	-	unbegrenzt
Alizarin S (Natrium-Alizarinsulfonat)	-	-	Sekundarstufe I
Ammoniak (c(NH <sub>3</sub> ) = 0,2 mol/L)	Xi	R 36/37/38 S 1/2-26-36/37/39-45-61	Sekundarstufe I
dest. Wasser	-	-	unbegrenzt

### Materialien:

Demoreagenzglas mit Ständer, 2 Pipetten mit Hütchen

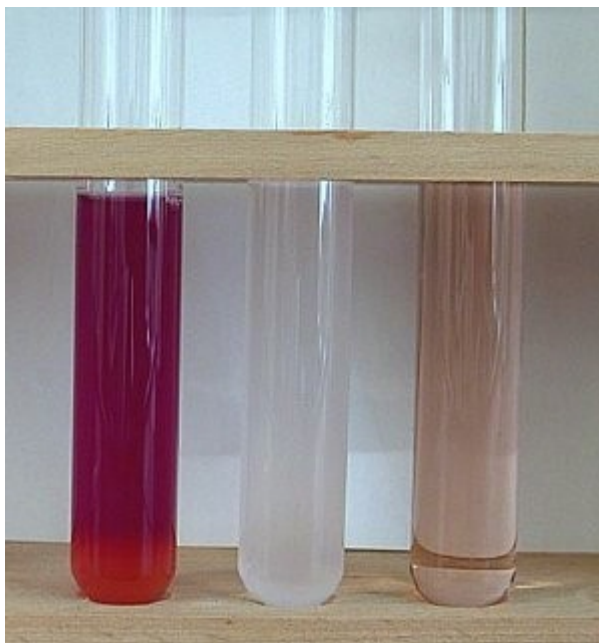
### Durchführung:

Man löst 0,1 g Natrium-Alizarinsulfonat (Alizarin S) in 100 ml destilliertem Wasser. (Diese Lösung ist lange haltbar.)

Dann entnimmt man dem Deo eine Probe und gibt diese in ein Reagenzglas. Man verdünnt mit destilliertem Wasser 1:20. Diese Lösung stellt man mit Ammoniak oder Natronlauge alkalisch ein. Dann wird die Lösung mit einigen Tropfen der Reagenzlösung versetzt und vermischt.

### Beobachtung:

Es kommt zu einer rotviolett Färbung der Lösung.



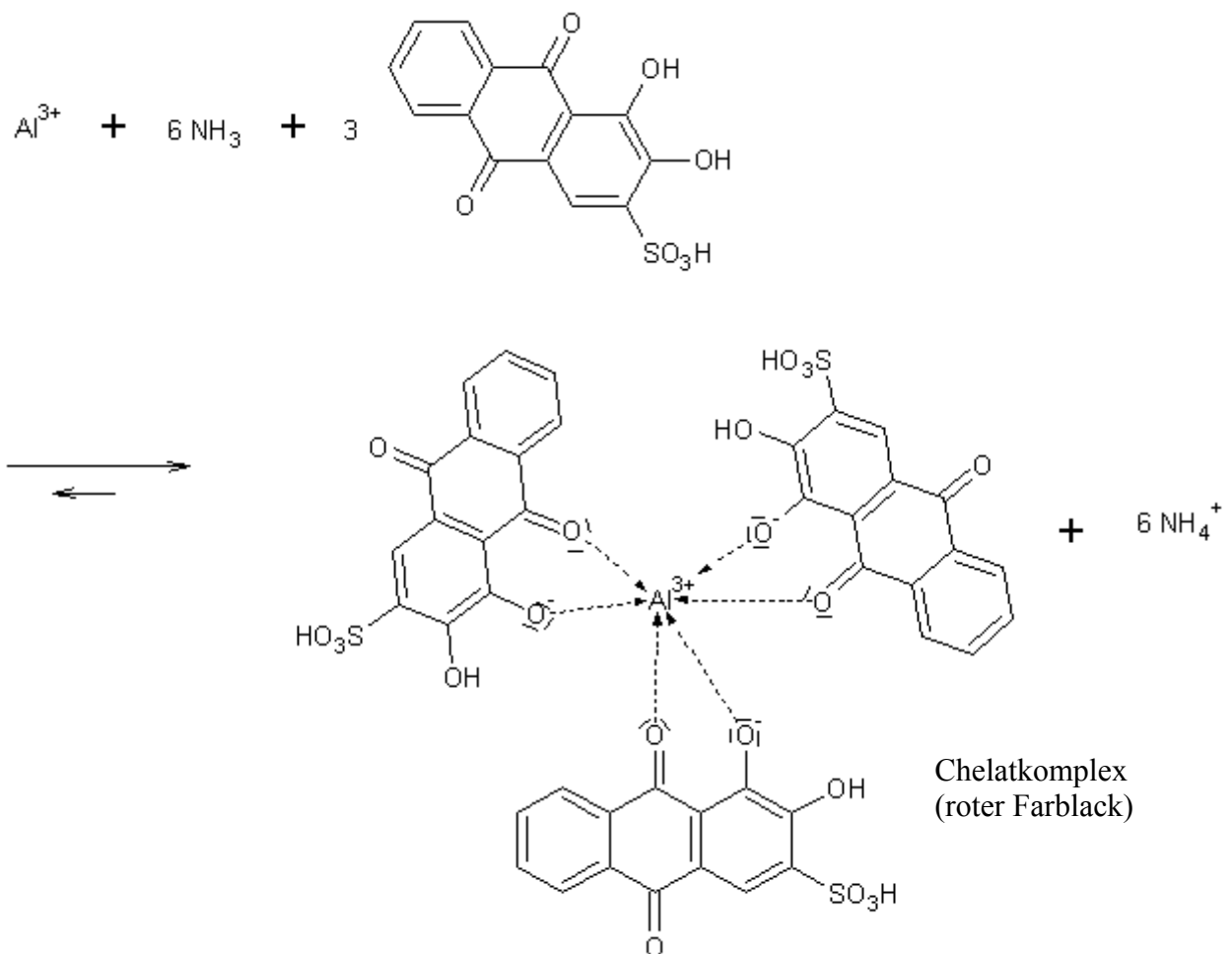
*Nachweis von Al-Ionen in Deos.*

*Links: Positiver Nachweis: Deo + Alizarin S; Mitte: Lösung des Deos; rechts: Einige Tropfen von Alizarin S-Lösung in destilliertem Wasser [5]*

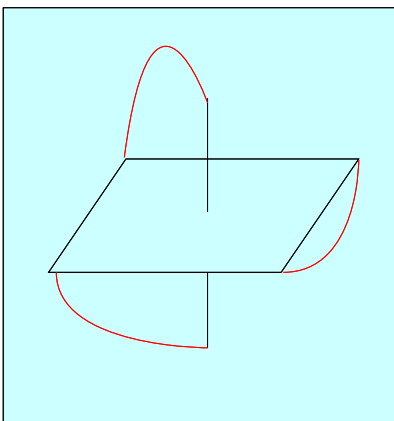
### Auswertung:

Wichtiger Inhaltsstoff von Deos sind wie oben schon erwähnt Aluminium-Chlorohydrate zum Beispiel  $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})]\text{Cl}_2$ . In der Reaktionsgleichung vereinfacht als  $\text{Al}^{3+}$  dargestellt.

Es kommt also nach Zugabe des Ammoniaks und des Alizarin S zu folgender Reaktion:



Dabei bildet sich ein Chelat (griech. *chele* für „Krebsschere“)- Komplex der sich äußerlich als roter Farblack bemerkbar macht. Chelatkomplex bedeutet dabei nichts anderes als das das Alizarin S-Molekül ein „Krebsscherenligand“ ist, d.h.: ein mehrzähliger Ligand (besitzt mehr als ein freies Elektronenpaar) der mindestens zwei Koordinationsstellen des Zentralatoms einnimmt. Diese Alizarin S Liganden (unten vereinfacht als roter Bogen dargestellt) sind also oktaedrisch um das Zentralatom koordiniert:



### Fazit:

Dieser Versuch eignet sich also nicht nur wegen seiner schönen Farbgebung gut als Schulversuch, sondern auch, weil man an ihm Komplexe und auch mehrzählige Liganden besprechen kann, ohne dass die Schüler wegen mangelndem Alltagsbezug abschalten und nicht mehr dem Unterrichtsgeschehen folgen.

## 3.2 Anionen

Auf das Thema Anionen habe ich aus mehreren Gründen in meinem Vortrag den Schwerpunkt gelegt. Zum einen sind meist die Anionen für die wichtigen Eigenschaften der Haushaltssalze verantwortlich, zum anderen werden die Salze nach den vorhandenen Anionen in Stoffklassen eingeteilt. Der Begriff Sulfat hat somit zwei Aspekte: Er steht einmal für ein einzelnes Sulfation, aber auch für die Verbindungsklasse der Sulfate. Es ist also vor allem in der Schule eher sinnvoll die Haushaltssalze nach den verschiedenen Anionen durchzugehen und vielleicht so zu katalogisieren. Ich werde also im folgenden die Salze der Halogensäure (Chloride, Fluoride, Bromide, Iodide), Kohlensäure (Carbonate), Phosphorsäure (Phosphate) und Salpetersäure (Nitrate) exemplarisch näher erläutern.

### A) Salze der Halogensäuren

Die Salze der Halogensäuren (Salzsäure HCl, Flußsäure HF, Bromwasserstoffsäure HBr, Iodwasserstoffsäure HI) sind die Chloride  $\text{Cl}^-$ , Fluoride  $\text{F}^-$ , Bromide  $\text{Br}^-$  und die Iodide  $\text{I}^-$ . Ich möchte ebenso die Iodate  $\text{IO}_3^-$ , die Salze der Iodsäure ( $\text{HIO}_3$  eine Halogensauerstoffsäure) in diese Kategorie mit einbeziehen.

Dies ist eine der wichtigsten Gruppe der Salze. Die Halogene bilden wie ihr Name schon (*Halogen* leitet sich ab von den beiden griechischen Wörtern „άλς“ (Salz) und „γενναώ“ (erzeugen) und bedeutet übersetzt „Salzbildner“) sagt gerne Salze. Dementsprechend häufig kommen sie natürlich auch im Haushalt vor.

Zunächst einige Beispiele der Einsatzmöglichkeiten im Haushalt [5]:

Salz	Einsatz im Haushalt
Natriumchlorid (Kochsalz)	Speisesalz, Streusalz, Regeneratsalz
Kaliumchlorid	Kochsalzersatz (Bluthochdruck)
Zinkchlorid	Lötlösung
Silberchlorid	Photografischer Prozeß
Ammoniumchlorid	Lötstein, Salmiakpastillen
Natriumfluorid	Zahnpasta
Natriumiodid und Natriumiodat	Iodiertes Speisesalz
Natriumhypochlorit	Sanitärreiniger

Ich denke, dass es besonders spannend sein kann, hier drauf etwas genauer einzugehen. Zum Beispiel dürfte es nicht für jeden klar sein, dass Salmiakpastillen und Lötstein ein und denselben Hauptbestandteil haben (Wer würde schon einen Lötstein essen?).

## Versuch 5: Iodatnachweis im Speisesalz [6]

### Allgemeines:



Iodid und Iodat werden zum Aufbau der Schilddrüsenhormone benötigt. Fehlen diese wichtigen Spurenelemente dem Körper, so kann es zur Schilddrüsenunterfunktion kommen. Zur Vorbeugung gegen Iodmangel (Kropfprophylaxe) wird dem Speisesalz Natriumiodat oder Kaliumiodat zugesetzt. Iodiertes Speisesalz enthält 15 bis 25 mg Iod pro Kilogramm. Iodat wird deswegen verwendet, weil Iodid unter Einwirkung von Wasser und Luftsauerstoff nicht stabil ist und in Iod umgewandelt wird. Vor allem in den USA wird Kalium- und Natriumiodid verwendet, die durch Stabilisatoren wie Thiosulfaten vor der Oxidation geschützt werden [10].

Ich denke, dass man in der Schule auch gerade als Chemielehrer ein bisschen zur gesundheitlichen Bildung der Schüler beitragen kann und ein solcher Versuch mit dem dazugehörigen medizinischem Hintergrundwissen (z.B.: in der Form eines Zeitungsartikels) bietet sich dafür an.

## Chemikalien:

Eingesetzte Stoffe	Gefahrensymbole	R- und S- Sätze	Einsatz in der Schule [2]
Kaliumiodid	-	-	Sekundarstufe I
Iodiertes Speisesalz	-	-	unbegrenzt
Stärkelösung	-	-	unbegrenzt
Salzsäure (w(HCl) = 10%)	C	R 34-37 S 26-36/37/39-45	Sekundarstufe I

## Materialien:

2 Pipetten, 2 Pipettenhütchen, 100 mL Becherglas, Spatel

## Durchführung

Ein Spatel voll iodiertes Speisesalz wird in einem Becherglas in möglichst wenig Wasser gelöst. Dann fügt man einige Tropfen der Stärkelösung, einige Tropfen 10 % iger Salzsäure und eine Spatelspitze Kaliumiodid hinzu.

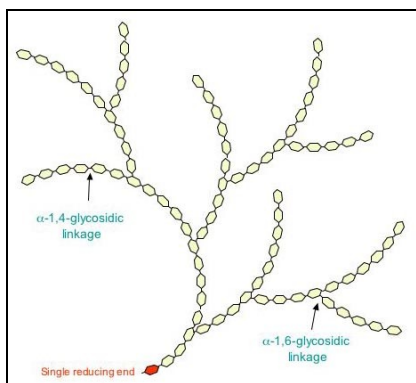
## Beobachtung:

Es tritt eine Blaufärbung der Lösung auf.

## Auswertung:

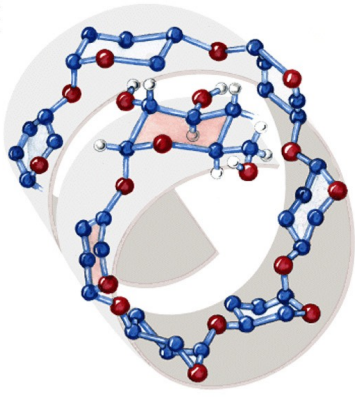
Zunächst etwas zum Thema Stärke:

Stärke besteht zu 80% aus Amylopektin (Glucosemonomere sind hier  $\alpha$ -1,6- &  $\alpha$ -1,4 glykosidisch verknüpft und bilden verzweigte Ketten).



*Amylopektin-Molekül in verzweigte Struktur [21]*

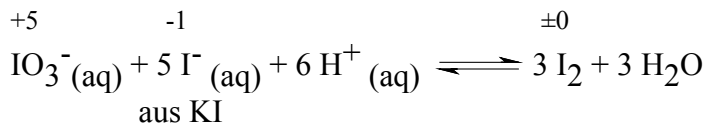
Die weiteren 20% der Stärke macht die Amylose aus (Glucosemonomere sind  $\alpha$ -1,4- glykosidisch verknüpft und weisen daher eine helikale Struktur auf).



*Amylose-Molekül und Helixstruktur [22]*

Zur Reaktion:

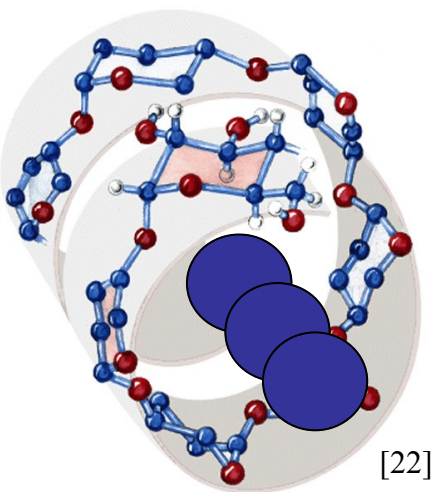
Nach der Zugabe des Kaliumiodids wird zunächst das Iodat zum Iod reduziert:



Nun können sich Polyiodide ( $[\text{I}_3]^-$ ,  $[\text{I}_5]^-$ , ...) bilden:



Diese Polyiodide lagern sich im folgenden in die Stärkehelix ein, es kommt also zu einer Iod-Stärke-Einschlussverbindung genauer gesagt zu einem Charge Transfer-Komplex, welcher blau gefärbt ist (siehe unten, wobei die drei blauen Kreise in diesem Fall exemplarisch ein  $\text{I}_3^-$  - Molekül darstellen sollen).



Charge-Transfer-Komplexe (CT-Komplexe) bedeutet dabei nichts anderes als eine Komplexverbindung, die nicht durch chemische Bindungen, sondern durch lockere Zusammenlagerung eines Elektronendonators (in diesem Fall die  $I_3^-$  - Moleküle) und eines Elektronenakzeptors (hier die Stärke) (elektronenreiche beziehungsweise -arme Moleküle) entstehen. Sie sind auch als Elektronen-Donator-Akzeptor-Komplexe oder EDA-Komplexe bekannt. Dabei werden elektrische Ladungen vom Donator- zum Akzeptormolekül übertragen. Charge-Transfer-Komplexe sind häufig intensiv gefärbt [23].

#### Fazit:

Dieser Versuch ist trotz der einfachen Mittel sehr eindrucksvoll und nicht zuletzt aus diesem Grund für die Schule sehr gut geeignet. Auch zum Nachweis von Iod oder Stärke kann man ihn sehr gut verwenden oder einfach um den Aufbau der Stärke (Organische Chemie) oder die Charge-Transfer-Komplexe zu besprechen. Der Grund warum ich ihn hier aufgeführt hab ist also, dass ich beleuchten wollte wie vielseitig man ihn einsetzen kann, zum Beispiel dass man mit seiner Hilfe Iodat nachweisen kann.

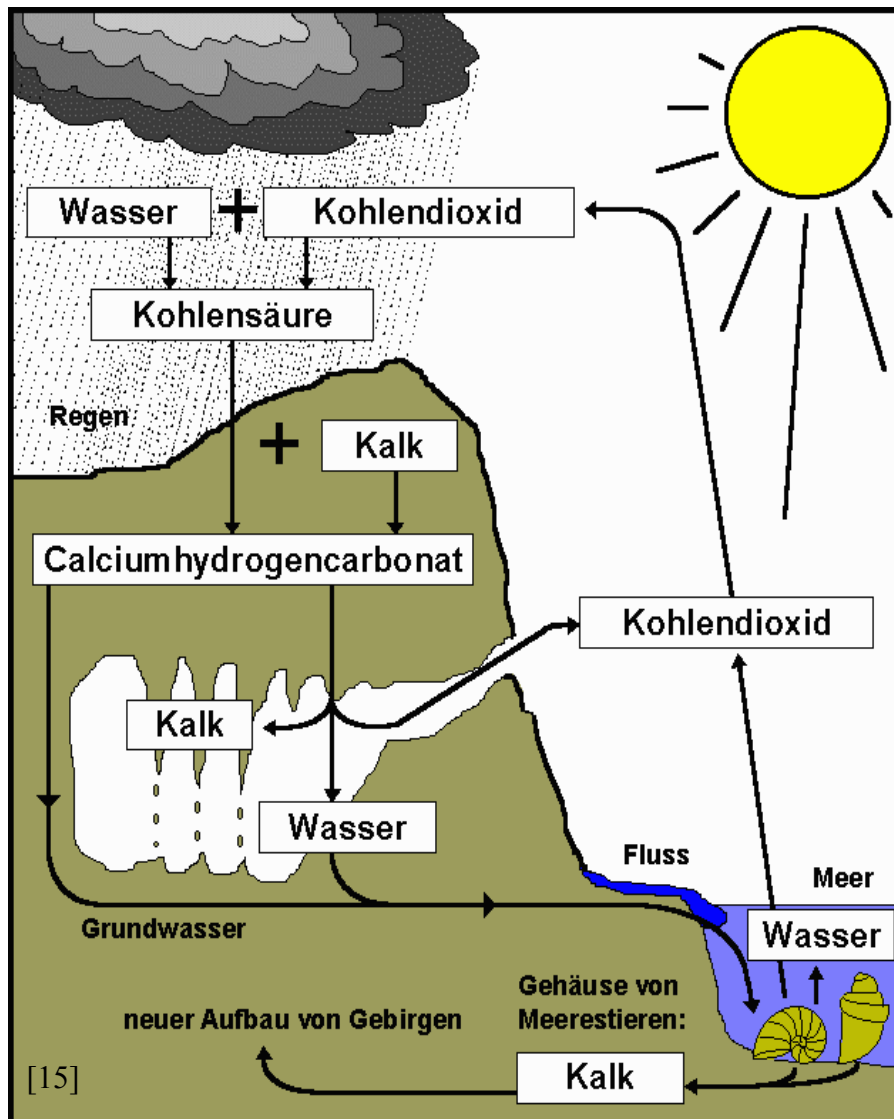
## B) Salze der Kohlensäure

Kohlensäure ( $H_2CO_3$ ) kann zwei Protonen abgeben und bildet somit zwei verschiedene Salz-Reihen, die Hydrogencarbonate  $HCO_3^-$  und die Carbonate  $CO_3^{2-}$ .

Stoffliche Eigenschaften:

Carbonate bilden bei Raumtemperatur Kristalle aus und sind somit bei Standardbedingungen Feststoffe, die in Wasser nur schwer löslich sind. Hydrogencarbonate können über die Hydroxy-Gruppe mit Wasser Wasserstoff-Brücken ausbilden und sind somit bei Standardbedingungen leicht in Wasser löslich.

Kalk ist wohl der wichtigste Vertreter der Carbonate und hat im Zusammenspiel mit Kohlensäure im Verlauf der Erdgeschichte große Karstlandschaften gebildet. Wichtig in diesem Zusammenhang (besonders für die Schule) ist der Kalkkreislauf [24, 15]:



Desweiteren ist Kalk, also Calciumcarbonat ( $\text{CaCO}_3$ ), in gelöster Form als Hydrogencarbonat im Grundwasser. Da die Reaktion von Calciumcarbonat zu Hydrogencarbonat ein dynamisches Gleichgewicht ist, fällt Kalk z.B. bei Verdunstung des Wassers aufgrund von Konzentrationsänderung aus und wird als Ablagerung im Waschbecken sichtbar. Dabei gibt die so genannte Wasserhärte den Gehalt an Hydrogencarbonat bzw. 'gelöstem Kalk' an und wird in Grad deutscher Härte von 0 bis 21+°d gemessen (siehe Experimentalvortrag „Kalk, das Gespenst in der Wasserleitung“ von Franziska Behrmann).

## Carbonate im Alltag:

Die Carbonate und Hydrogencarbonate werden im Haushalt sehr vielfältig eingesetzt. Um nur einige Beispiele zu nennen habe ich hier eine kleine Tabelle aufgeführt[5]:

Salz	Einsatz im Haushalt
Natriumcarbonat (Soda)	Vollwaschmittel, Geschirrspülmittel
Kaliumcarbonat (Pottasche)	Backtriebmittel
Calciumcarbonat (Kalk)	Marmor, Kalkmörtel, Scheuermittel, Eierschalen, Kalkablagerungen im Haushalt
Ammoniumcarbonat (Hirschhornsalz)	Backtriebmittel
Natriumhydrogencarbonat (Natron)	Backpulver, Brausetabletten, Mittel gegen Sodbrennen
Calciumhydrogencarbonat	Leitungswasser (ausschlaggebend für die Wasserhärte), Sickerwasser

Zudem gibt es zu diesem Thema unzählige schöne und auch gerade für Schüler faszinierende und spektakuläre Experimente, die mit einfachen Mitteln (auch zu Hause) durchführbar sind. Einige davon möchte ich im folgenden näher erläutern.

Auf das Thema Kalk möchte ich dabei obwohl es bei den Carbonaten eine wichtige Rolle spielt nicht weiter eingehen, da es zu dem gleichen Thema einen weiteren Experimentalvortrag gibt (siehe oben).

## Versuch 6a): Warum schäumt Brause?[7]

### Allgemeines:



Vor Versuchsbeginn ist es sinnvoll mit den Schüler die Inhaltsstoffe einiger Brause(-tabletten)packungen zu studieren um festzustellen, dass sowohl Natron als auch Citronensäure enthalten ist. So kann man schnell auf die Idee kommen zu hinterfragen, welcher dieser Stoffe denn nun eigentlich für das Schäumen der Brause verantwortlich ist. Der folgende Versuch 6 a) soll bei der Aufklärung helfen.

### Chemikalien:

Eingesetzte Stoffe	Gefahrensymbole	R- und S- Sätze	Einsatz in der Schule [2]
Kaisers Natron® (oder anderes Natron)	-	-	unbegrenzt
Citronensäure	Xi	R 36 S 24/25	Sekundarstufe I
dest. Wasser	-	-	unbegrenzt
Brausetabletten	-	-	unbegrenzt

### Materialien:

3 Bechergläser, Spritzflasche, 2 Spatellöffel

### Durchführung/Beobachtung:

1. Zunächst befüllt man zwei Bechergläser zur Hälfte mit Wasser. Dann löst man in einem Glas ein Spatellöffel Natron und in dem anderen ein Spatellöffel Zitronensäure auf. Bei keinem der beiden Lösungen kommt es zur Bläschenbildung.
2. Man vermischt in einem Becherglas je einen Spatellöffel feste Zitronensäure und Natron. Nun gibt man mit Hilfe der Spritzflasche etwa 150 mL Wasser in das Glas. Hier ist nun eine starke Gasentwicklung und Schaumbildung zu beobachten.

## Versuch 6b): Welches Gas entsteht dabei? [7]

### Allgemeines:

Nachdem die Zuhörer (Schüler) durch Versuch 6 a) darauf aufmerksam gemacht wurden, dass Citronensäure und Natron nur gemeinsam Schäumen, wird durch den nächsten Versuch geklärt weshalb es zu dieser Gasentwicklung kommt und welches Gas dabei entsteht.

### Chemikalien:

Eingesetzte Stoffe	Gefahrensymbole	R- und S- Sätze	Einsatz in der Schule [2]
Brausetabletten	-	-	unbegrenzt
Wasser	-	-	unbegrenzt

### Materialien:

Pneumatische Wanne, Demoreagenzglas (mit passendem Stopfen) oder Glas (mit passendem Deckel), Teelicht, Schraubdeckelglas (z.B.: Marmeladenglas)

## Aufbau [7]:

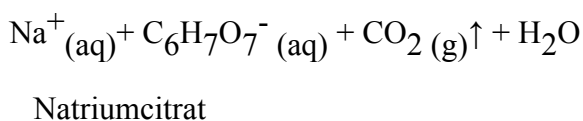
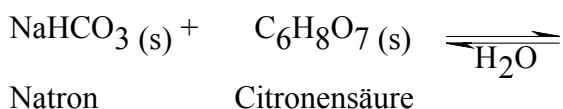


## Durchführung/Beobachtung:

1. Man füllt in die pneumatische Wanne soviel Wasser, dass das Demoreagenzglas bzw. das Glas vollständig untertaucht, wenn man es auf die Seite legt. Man stellt das vollständig mit Wasser gefüllte Glas aufrecht mit der Öffnung nach unten in die Schüssel. Nun nimmt man zwei bis drei Brausetabletten und schiebt sie unter die Öffnung des Demoreagenzglases. Ist das Demoreagenzglas vollständig mit Gas gefüllt, nimmt man es heraus und verschließt es schnell mit einem Stopfen.
2. Man entzündet das Teelicht und stellt es in ein Einmachglas. Dann nimmt man den Stopfen von dem in 1. „befüllten“ Demoreagenzglas herunter und „gießt“ das Gas in das Einmachglas mit dem brennenden Teelicht. Man kann beobachten, dass das Teelicht ausgeht.

## Auswertung ( 6a) und 6b) ):

In Versuch 6a) ist aufgefallen das Citronensäure und Natron in wässriger Lösung miteinander unter Gasentwicklung reagieren. In Versuch 6b) wurde dieses Gas nun aufgefangen und man konnte damit eine Kerze zum Erlöschen bringen. Es ist also offensichtlich, dass dieses Gas nicht nur schwerer ist als Luft, sondern auch noch eine erstickende Wirkung bezüglich des Teelichts aufweist. Es kann sich also nur um Kohlendioxid handeln. Die Reaktionsgleichung lautet also wie folgt:



### Fazit:

Versuch 6 a) und b) eignen sich auch für den Unterricht besonders gut, da die SchülerInnen selbstständig durch experimentieren auf die Lösung des Problems kommen können.

## Demo 2: Feuerlöscher [7]

### Allgemeines:

Im folgenden habe ich mir zwei Demonstrationen heraus gesucht, die aufgrund ihres Showeffektes besonders gut für einen solchen Experimentalvortrag geeignet sind. Sie sind jedoch auch nach Versuch 6 a) und b) im Unterricht besonders gut anzubringen, da die Schüler so sehen, wie „sinnvoll“ man das eben Erlernte auf andere Dinge anwenden kann. So festigt sich ihr Wissen spielerisch.

Den Feuerlöscher (Demo 2) habe ich dabei ausgewählt, da man nicht nur auf das oben genannte noch einmal eingehen kann, sondern dann noch eine gute Überleitung zum echten Feuerlöscher oder den im Labor herrschenden Gefahren hat.

Natürlich bietet es sich dabei an, auf den besonderen Showeffekt nicht zu verzichten und in das Basteln des Feuerlöscher etwas Zeit zu investieren, damit er besonders authentisch wirkt.

### Chemikalien:

Eingesetzte Stoffe	Gefahrensymbole	R- und S- Sätze	Einsatz in der Schule [2]
Flüssige Citronensäure (z.B: Flüssiger Entkalker)	Xi	R 36 S 24/25	Sekundarstufe I
Kaisers Natron® (oder anderes Natron)	-	-	unbegrenzt
Spülmittel	-	-	unbegrenzt

### Materialien:

Stricknadel, Spritze (20 mL), Pumpflasche (z.B.: von einer Flüssigseife), Porzellanschale, Papier, Feuerzeug

## Aufbau [7]:



## Durchführung/Beobachtung:

Zunächst muss man mit Hilfe einer heißen Stricknadel ein passendes Loch für die Einwegspritze, in das obere Drittel der Flasche schmelzen. Nun füllt man die Pumpflasche etwa zur Hälfte mit der Natronlösung und gibt einige Spritzer Spülmittel hinzu. Anschließend schraubt man die Pumpvorrichtung wieder auf. Man zieht die Spritze auf 10-15 mL mit flüssige Zitronensäure auf und steckt sie in das vorbereitete Loch in der Flasche.

Anschließend legt man mit Hilfe von zerknülltem Zeitungspapier einen kleinen Brand in der feuerfesten Porzellanschale.

Nun drückt man die Zitronensäure zügig in die Flasche hinein und hält die Spritzvorrichtung in die Richtung des Feuers.

Man kann beobachten, wie aus der Öffnung Schaum aus tritt und das Feuer somit gelöscht wird.

## Auswertung:



Dieser Nass-Feuerlöscher ist recht effektiv. Er funktioniert wegen der Reaktionsgleichung aus Versuch 6 a) und b). Die Gasentwicklung und das zugesetzte Spülmittel führen zu einer starken Schaumentwicklung. Der Druck, der aufgrund des entstehenden Gases in der Pumpflasche entsteht, drückt den Schaum durch die Öffnung und der Schaum kann so das Feuer löschen.

Das Prinzip dieses selbstgebauten Nass-Feuerlöschers ist dem eines richtigen Feuerlöschers sehr ähnlich. Man muss kräftig auf einen Knopf drücken oder schlagen, dann kommen Säure, Natron und Wasser zusammen und Kohlendioxid entsteht, dadurch entsteht in der Flasche ein Druck und dieser Druck drückt das Wasser durch ein Glasrohr nach außen.

## Demo 3: Backpulver-Rakete [9]

### Allgemeines:

Was passiert nun eigentlich, wenn man das entstehende Kohlendioxid nicht einfach aus dem Gefäß entweichen lässt wie in Demo 2, sondern einen festen Stopfen darauf setzt? Das zeigt nun Demo 3. Zudem können die Zuhörer (Schüler) ihr bisheriges Wissen auch auf andere Chemikalien übertragen. Bei Demo drei wird nämlich Backpulver statt einfachem Natron verwendet.



### **Backpulver:**

Eben Norton Horsford beschäftigte sich als erster mit Backpulver. Er begann 1856 mit saurem Calciumphosphat und Natriumhydrogencarbonat (Hauptbestandteil des Backpulvers) zu experimentieren.

Justus von Liebig verbesserte das Mittel. Den Durchbruch aber schaffte

Dr. August Oetker 1893, der das Backpulver unter dem Namen „Backin“ an

Hausfrauen zum Kuchenbacken vermarktete und nicht wie bisher nur zum Brotbacken.

Bis heute ist dieses Produkt in Supermärkten in unveränderter Rezeptur erhältlich [25].

Auch bei dieser Demo kann man wieder etwas inszenieren, ich habe während meines Experimentalvortrags zum Beispiel einen Countdown für meine Backpulver-Rakete in die Powerpoint-Präsentation eingebaut.

### Chemikalien:

Eingesetzte Stoffe	Gefahrensymbole	R- und S- Sätze	Einsatz in der Schule [2]
Backpulver	-	-	unbegrenzt
Essig	-	-	unbegrenzt

### Materialien:

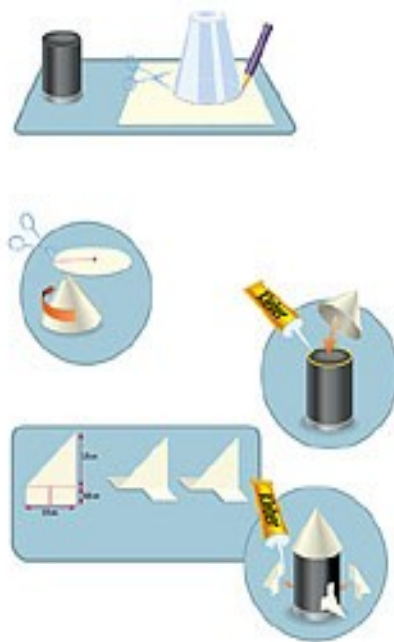
Küvette, aus Filmdose und Papier gebastelte Rakete, Zeitungspapier

### Durchführung/Beobachtung:

Zunächst bastelt man sich aus etwas Papier und einer Filmdose (kann als Vorbereitung zum Unterricht auch schon zu Hause passieren) eine Rakete.

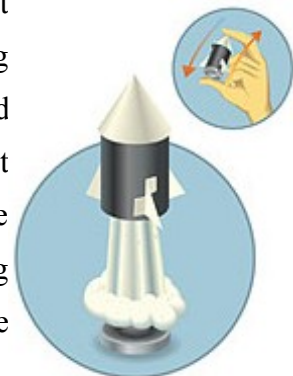
### **Bastelanleitung [9]:**

1. Man zeichnet auf den Karton einen Kreis mit etwa 5 cm Durchmesser und schneidet den aus. Anschließend wird ein gerader Schnitt vom Rand bis zum Mittelpunkt des Kreises gezogen.
2. Jetzt kann man die Pappscheibe zu einem Trichter biegen, welcher so angepasst wird, dass sein Rand genau mit dem Boden der Filmdose abschließt: Das ist die Raketenspitze. Nun wird das Pappstück angeklebt.
3. Man schneidet drei Leitwerke aus dem Karton, knickt deren Laschen um und klebt sie in gleichem Abstand und auf gleicher Höhe an den Raketenrumpf. Achtung: Der Deckel sollte auf der Dose sein, während man sie beklebt. Sonst kommen sich am Ende womöglich Deckel und Leitwerke in die Quere.



### **Raketenstart:**

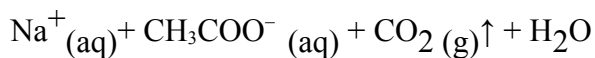
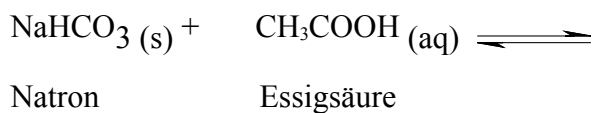
Zunächst sucht man einen geeigneten Platz für den Raketenstart (mit Schülern am besten draußen, da stört es nicht, wenn Backpulver und Essig herumspritzen) und legt gegebenenfalls noch Zeitungspapier unter. Nun wird zunächst der Boden der Filmdose mit Backpulver bedeckt und dann die mit Essig etwa randvoll befüllte Küvette hineingestellt. Anschließend wird die Dose schnell mit dem Deckel gründlich verschlossen und kurz aber kräftig geschüttelt und in Abschussposition gestellt. Es empfiehlt sich einige Schritte zurückzutreten.



Zu Beobachten ist nach einem lauten „Blop“ ein schöner Raketenstart. Teile des Backpulver-Essig-Gemisches findet man auf dem Zeitungspapier wieder.

### Auswertung:

Wie bei der Citronensäure und dem Natron kommt es auch hier zur Entstehung von Kohlendioxid. Grund dafür ist, dass im Backpulver ebenfalls Natron als Backtriebmittel enthalten ist, welches mit der im Essig enthaltenen Essigsäure in folgender Reaktionsgleichung reagiert:



Dieses entstandene  $\text{CO}_2$  ist der Grund dafür, dass sich im Inneren der Rakete ein großer Druck aufbaut. Dies geschieht so lange bis der Druck so groß ist, dass der Deckel abgesprengt wird. Weil die Rakete auf dem Deckel steht, wird sie dabei mehrere Meter hoch durch die Luft katapultiert.

## Versuch 7: Woher die Amerikaner ihren Namen haben [8]

(oder thermisches Zersetzen von Ammoniumcarbonat)

### Allgemeines:

Neben dem „normalen Backpulver“ (Inhaltsstoff hauptsächlich  $\text{NaHCO}_3$ ) aus der Backpulver-Rakete gibt es auch noch weitere Backpulver. Ihre Gemeinsamkeit ist die Tatsache das es sich bei allen um Carbonate handelt, die wichtigsten Vertreter sind die Pottasche ( $\text{K}_2\text{CO}_3$ ) und das Hirschhornsalz ( $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ), welche man hauptsächlich für Flachgebäck wie z.B. Lebkuchen verwendet.



[26]

Die Namensgebung für diese Salze ist dabei in beiden Fällen sehr interessant:

### **Pottasche:**

Den Namen „Pottasche“ kann man auf die alte Methode der Herstellung von Kaliumcarbonat zurückführen. Von der Asche verbrannten Holzes wurden die löslichen Salze mit Hilfe von Wasser ausgewaschen. Die entstandene Lösung wurde anschließend in Töpfen, den sog. Pöten, eingedampft [25].

### **Hirschhornsalz:**

Hirschhornsalz wurde nicht nur, wie der Name besagt, aus dem Geweih eines Hirsches hergestellt, sondern durch trockenes Erhitzen („trockene Destillation“) von Horn, Leder, Klauen und Ähnlichem gewonnen [25].

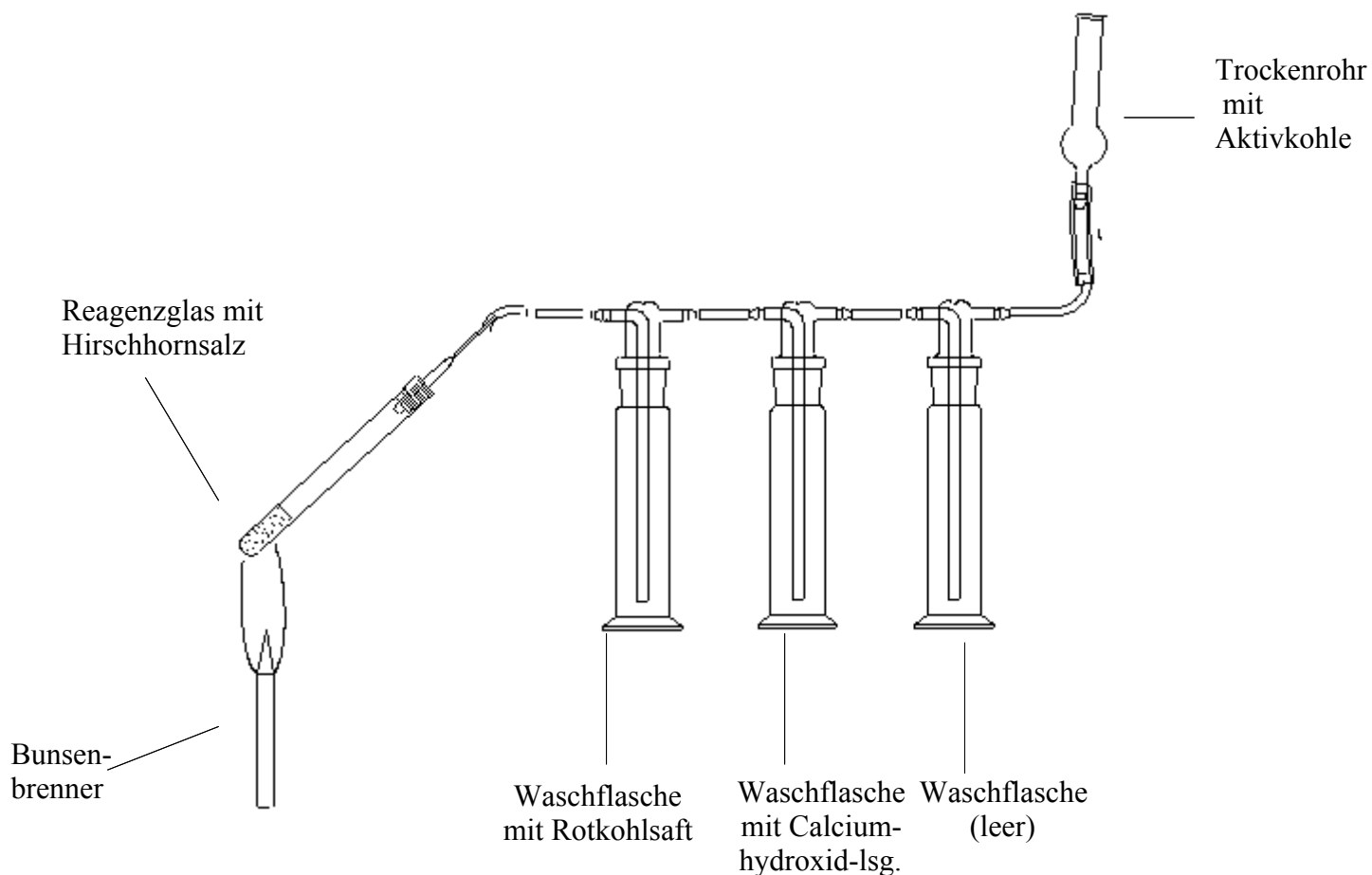
### Chemikalien:

Eingesetzte Stoffe	Gefahrensymbole	R- und S- Sätze	Einsatz in der Schule [2]
Hirschhornsalz (Ammoniumcarbonat)	Xn	R 22	Sekundarstufe I
Rotkohlsaft	-	-	unbegrenzt
Calciumhydroxidlösung	Xi	R 41 S 2-22-24-26-39	Sekundarstufe I
Aktivkohle	-	-	Sekundarstufe I

### Materialien:

Stativmaterial, Bunsenbrenner, Stopfen (durchbohrt mit passendem Glasrohr), Trockenrohr, Schlauch, 3 Waschflaschen

### Aufbau:



### Durchführung:

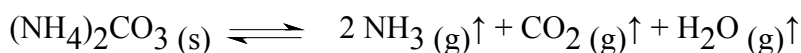
Man baut die Apparatur wie oben auf und füllt dann in die erste Waschflasche Rotkohlsaft, in die zweite Waschflasche Calciumhydroxid. Dann erwärmt man mit dem Bunsenbrenner das in dem Reagenzglas befindliche Hirschhornsalz (Ammoniumcarbonat), leitet die entstehenden Gase durch die Waschflaschen und beobachtet.

### Beobachtung:

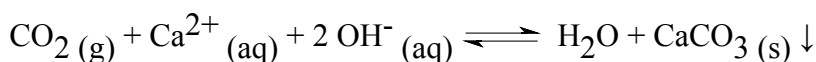
Die Rotkohlsaftlösung verfärbt sich von rot nach grün während sich in der zweiten Waschflasche die Calciumhydroxidlösung trübt und sich ein weißer Niederschlag bildet.

### Auswertung:

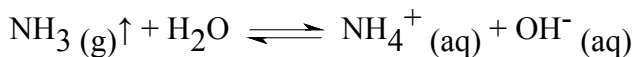
Bei 58 °C zersetzt sich Hirschhornsalz:



Kohlenstoffdioxid-Nachweis:



Ammoniak-Nachweis:



Rotkohlsaftlösung: grün

Nun dürfte auch klar sein woher die Amerikaner ihren Namen haben!

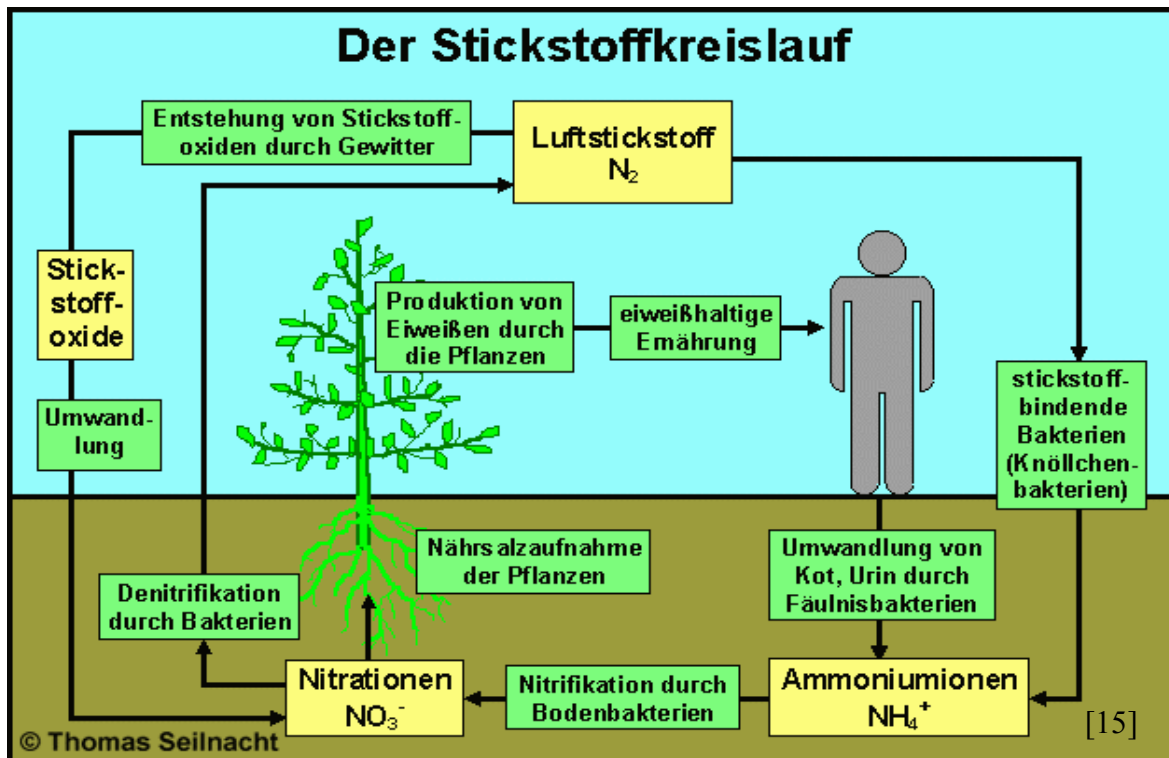
Angeblich hat Hirschhornsalz den Amerikanern ihren Namen verliehen. Nach dieser Theorie hießen die heutigen „Amerikaner“ früher „Ammonikaner“, weil sie mit Hirschhornsalz gebacken werden, welches beim Backen (ist ja meist auch über 58 °C ) unter anderem Ammoniak bildet. Dieses Ammoniak ist auch mit der Grund für den Geschmack der Amerikaner (und natürlich auch der Lebkuchen etc.). Das Wort Ammoniak ist jedoch für die meisten Menschen mit zu vielen negativen Assoziationen belastet und aus diesem Grund geriet diese Namensgebung in Vergessenheit, und der Name wandelte sich im Laufe der Zeit zu „Amerikaner“.

## C) Salze der Phosphor- und Salpetersäure

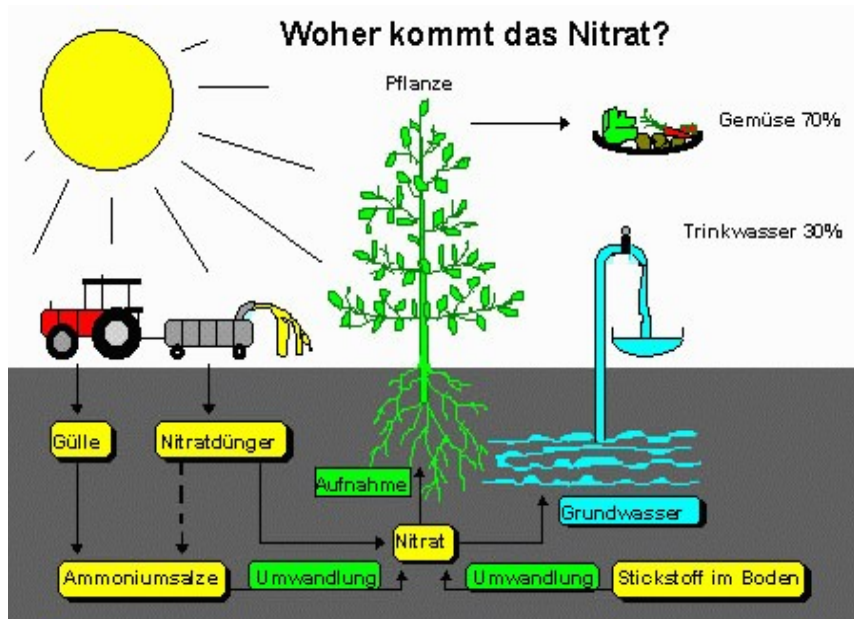
Phosphate  $\text{PO}_4^{3-}$  und Nitrate  $\text{NO}_3^-$  haben im Haushalt hauptsächlich folgende Verwendungen: Kalium-, Ammonium- und Natriumnitrat als Düngemittel bzw. teilweise auch als Rohrreiniger, Silbernitrat (Höllenstein) als Ätzmittel gegen Warzen, Nitritpökelsalz zum Pökeln (haltbarmachen) von Fleisch, verschiedene Phosphate als Düngemittel und Dinatriumdihydrogendiphosphat (E450 a) welches wir bereits als Säuerungsmittel im Backpulver kennengelernt haben. Wie man sehen kann sind Phosphate und Nitrate besonders wichtig für die Düngemittelindustrie Grund dafür ist, dass sie für die Versorgung der Pflanzen zuständig sind. Jedoch kann übermäßige Düngung auch zu Problemen führen.

### **Nitrate [15]:**

Die Nitrate kommen immer in einer bestimmten Konzentration in den Böden vor. Sie spielen bei der Versorgung der Pflanzen mit Nährsalzen eine bedeutende Rolle. Aus den Stickstoffatomen der Nitrate bauen die Pflanzen Eiweiße, die für alle Pflanzen wie auch Pflanzenfresser lebensnotwendig sind. Bei der Verwesung der toten Lebewesen entstehen in einem Fäulnisprozess Ammoniak und Ammoniumsalze. Diese werden durch eine Nitrifikation bestimmter Bodenbakterien wieder zu Nitratsalzen umgewandelt so kommt es zum Stickstoffkreislauf:

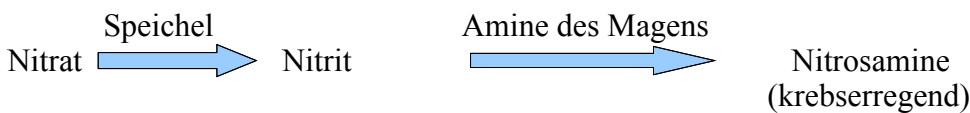


Jedoch können durch Düngen die Nitrate ins Trinkwasser gelangen.



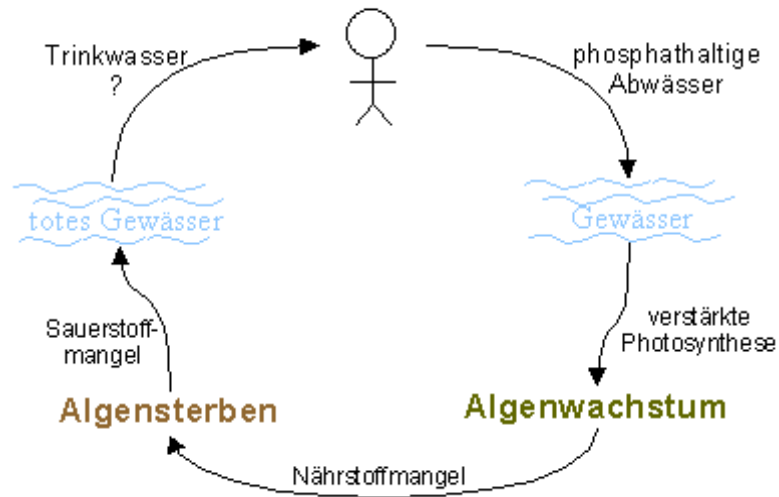
*Wie das Nitrat ins Trinkwasser gelangt [15]*

Das ist für den menschlichen Körper nicht ungefährlich, da sich die Nitrate zu krebserregenden Nitrosaminen umsetzen können:



### Phosphate [15]:

In der Natur sind die Phosphate weit verbreitet, z.B. in den Knochen als Calciumphosphat oder als Nährstoff im Boden für Pflanzen. Die Phosphate stellen wie die Nitrate einen wichtigen Nährstoff für Pflanzen dar. Daher werden die Phosphate in Düngemitteln eingesetzt. Gelangen aber zu viele Phosphate in den Boden und den Wasserkreislauf, kommt es zu einem übermäßigen Wachstum, vor allem bei den Algen. Als Folge tritt eine Eutrophierung der Gewässer auf. Dieser Effekt wird noch durch phosphathaltige Abwässer verstärkt.



Schema einer Eutrophierung  
[15]

Durch das Verbot von Phosphaten (wurden hauptsächlich durch Zeolithe ersetzt) in Waschmitteln in vielen Ländern ist diese Einleitung zwar stark zurückgegangen, aber es gibt immer noch ein Vielzahl von Produkten, die phosphathaltig sind. So werden die Phosphate weiterhin in Reinigungsmitteln für Geschirrspüler und in Lebensmitteln als Schmelzsalze oder als Säuerungsmittel verwendet.

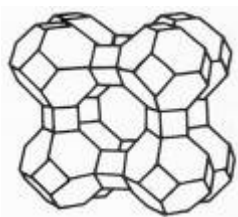


*Eutrophierung eines Gewässers [15]*

## Wozu benötigt man überhaupt Phosphate in Waschmitteln? Wieso können sie gegen Zeolithe eingetauscht werden?

Zwischen den Phosphaten und den  $\text{Ca}^{2+}$  - Ionen des Leitungswassers so kommt es zur Komplexbildung und so zur Enthärtung des Wassers. Zeolithe sind natürliche oder künstlich hergestellte kristalline, hydratisierte Alumosilikate (die Alkalie- bzw. Erdalkaliemetallkationen enthalten) mit Gerüststruktur.

In den Zeolithstrukturen existieren große Hohlräume (hier sind die austauschbaren Kationen oder Wassermoleküle enthalten) die durch kleinere Kanäle verbunden sind. Zeolithe sind also nichts anderes als Ionenaustauscher. Sie sind ökologisch unbedenklich.



Zeolith A [27]

Wie man sehen kann ist das Thema Phosphate und Nitrate sehr umfangreich und interessant ist und an dieser Stelle zum Thema Salze im Haushalt nicht fehlen sollte. Zudem fördert es das Umweltbewusstsein und kann auch gut im fächerübergreifenden Unterricht mit Biologie durchgeführt werden.

## Versuch 8: Phosphate im Düngemittel [8]

Ein Nachweis von Phosphaten sollte in der Schule dabei natürlich nicht fehlen und wird deshalb auch hier aufgeführt.

### Chemikalien:

Eingesetzte Stoffe	Gefahrensymbole	R- und S- Sätze	Einsatz in der Schule [2]
Phosphathaltiges Düngemittel (möglichst farblos)	-	-	Unbegrenzt (beachte Packungsaufdruck)
Salpetersäure (w( $\text{HNO}_3$ ) = 10 %)	C	R 34	Sekundarstufe I
Ammoniummolybdatlösung (w = 2 %)	-	-	unbegrenzt

### Materialien:

Reagenzglas, Pipette mit Hütchen, Becherglas

### Durchführung:

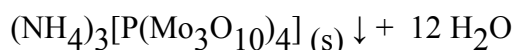
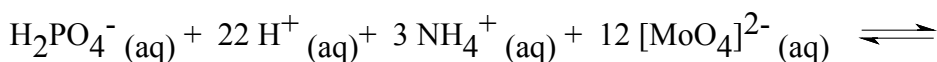
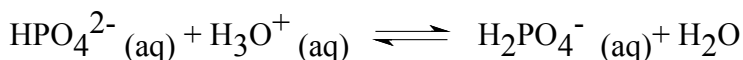
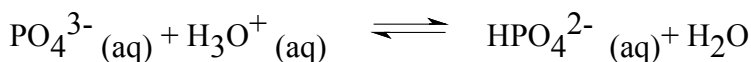
Etwa 5 g eines phosphathaltigen Düngemittels (oder in meinem Fall ca. 5 mL Flüssigdünger) sind im Becherglas unter Erwärmen in 100 mL Wasser zu lösen. Zu etwa 5 mL dieser noch warmen Lösung werden im Reagenzglas etwa 1 mL Salpetersäure und 1 mL Ammoniummolybdatlösung gegeben.

### Beobachtung:

In der salpetersauren Lösung bildet sich mit Ammoniummolybdatlösung ein feiner, gelber Niederschlag (gegebenenfalls etwas warten).

### Auswertung:

In saurer Lösung liegt hauptsächlich  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  vor



Ammoniummolybdophosphat

gelb

## 4. Schulrelevanz

Wie zu Beginn schon erwähnt bedeutet das Wort „Salz“ im normalen Sprachgebrauch Kochsalz, welches natürlich im Haushalt zum Würzen eine sehr große Rolle spielt. So ist es zunächst für den Schüler verwunderlich, dass es viele weitere Salze gibt. Verbindet man das Thema Salze mit dem Thema Haushaltschemikalien, so kann dieses zunächst für den Schüler vielleicht etwas abstrakt erscheinende Thema in einen Alltagsbezug einbetten.

## Thema Salze laut G8-Lehrplan (Jahrgangsstufe 8):

### Pflichtthemen:

- Die **chemische Eigenschaften** der Salzen untersuchen und die Bedeutung der Salze im **Alltag** recherchieren, experimentieren und informieren (gesamter Vortrag). Die Gewinnung von Salzen aus Lagerstätten besprechen und ihre Entstehung bzw. Herstellung durchführen.
- **Ionen als Ladungsträger** kennenlernen (siehe Versuch 1), das heißt Versuche zur Leitfähigkeit von festen Salzen und wässrigen Lösungen durchführen und Ionen als Ladungsträger kennzeichnen
- **Elektrolyse** durchführen, folgende Begriffe definieren: Kathode / Kation, Anode / Anion, Elektrolyt / Elektrode etc. dabei Elektrodenprozesse interpretieren: Bildung der Elemente aus Ionen (Versuch 1)
- **Ionenbindungen** kennenlernen, indem man Eigenschaften von Ionenverbindungen kennzeichnet und Ionengitter als Strukturmodell zur Deutung einsetzt.

### Folgendes sollen die Schüler dabei kennenlernen:

- Ionen als Bestandteile von Salzlösungen
- Ionen als Bausteine von Salzkristallen
- Beziehungen zwischen Strukturen der Stoffe und ihren Eigenschaften (durch Elektrolyse)
- Umweltproblematik (die Eutrophierung eines Gewässers kann man zum Beispiel auch erst in der 9. Klasse zum Thema Wasser besprechen)

### Fazit:

Verwendet man in der Schule Salze aus dem Haushalt, so schafft man für die Schüler einen Alltagsbezug und sie können das Thema schneller erfassen und sich merken. So können einem die hier durchgeführten Versuche nicht nur helfen, das Thema Salze ein bisschen alltagstauglicher zu gestalten, sondern den Schülern z.B. auch etwas Umweltbewusstsein mit auf den Weg zu geben.

Ausserdem kann man manche dieser Versuche auch bei anderen Themen und sogar in der Organik (also in der Sekundarstufe II) anwenden (siehe das Thema Stärke beim Iodat-Nachweis).

Ich hoffe, dass der Leser mit etwas Spaß (Backpulver-Rakete) einiges zum Thema Salze gelernt hat und vielleicht das Interesse soweit geweckt wurde, dass das ein oder andere Experiment einfach mal selbst ausprobiert wird. Viel Spaß dabei...



## 5. Literaturverzeichnis

1. [www.netexperimente.de](http://www.netexperimente.de) (letzter Zugriff: 29.07.2007, 12:00 Uhr)
2. Soester-Liste
3. **Experimente mit Supermarktprodukten**; G. Schwedt; Wiley-VCH; 2001; Weinheim
4. [www.chemie.uni-ulm.de](http://www.chemie.uni-ulm.de) (Experiment des Monats November 2003)
5. <http://dc2.uni-bielefeld.de> (Chemie im und ums Haus) (letzter Zugriff: 17.08.2007, 18:45 Uhr)
6. **Noch mehr Experimente mit Supermarktprodukten**; G. Schwedt; Wiley-VCH; 2003; Weinheim
7. [www.kinderuni-rostock.de](http://www.kinderuni-rostock.de) („Warum geht Brausepulver ab wie eine Rakete?“)
8. **Chemische Schulexperimente**, Band 1, Anorganische Chemie
9. <http://www.geo.de/GEOlino/kreativ/zeitvertreib/2120.html> (letzter Zugriff: 28.07.2007, 19:10 Uhr)
10. <http://de.wikipedia.org> (letzter Zugriff: 17.08.2007, 20:30 Uhr)
11. **Schülerduden Chemie**; 5. Auflage; Duden-Verlag; 2004 Mannheim
12. <http://leifi.physik.uni-muenchen.de>(letzter Zugriff: 01.08.2007, 10:20 Uhr)
13. <http://www.chemie-master.de>(letzter Zugriff: 16.08.2007, 13:50 Uhr)
14. <http://www.uni-bayreuth.de> (letzter Zugriff: 16.08.2007, 14:20 Uhr)
15. <http://www.seilnacht.com> (letzter Zugriff: 19.08.2007, 13:30 Uhr)
16. <http://www.besserwisseseite.de/omma81.phtml>(letzter Zugriff: 01.08.2007, 09:00 Uhr)

17. <http://www.chemiedidaktik.uni-wuppertal.de>(letzter Zugriff: 01.08.2007, 09:10 Uhr)
18. <http://www.chemgapedia.de>(letzter Zugriff: 28.07.2007, 19:50 Uhr)
19. [www.treffmagazin.de](http://www.treffmagazin.de) (letzter Zugriff: 16.08.2007, 15:00 Uhr)
20. [www.schnuffelbaeren.de](http://www.schnuffelbaeren.de) (letzter Zugriff: 16.08.2007, 15:20 Uhr)
21. <http://www.langara.bc.ca/biology/mario/Assets/Amylopectin.jpg> (letzter Zugriff: 04.08.2007, 09:00 Uhr)
22. [http://courses.cm.utexas.edu/jrobertus/ch339k/overheads-2/ch9\\_amylose-cell.jpg](http://courses.cm.utexas.edu/jrobertus/ch339k/overheads-2/ch9_amylose-cell.jpg) (letzter Zugriff: 04.08.2007, 10:30 Uhr)
23. **Anorganische Chemie**; Riedel; 6. Auflage; de Gruyter-Verlag; 2004 Berlin
24. <http://www.kalk-kreislauf.de> (letzter Zugriff: 17.08.2007, 17:00 Uhr)
25. <http://www.chemie.uni-regensburg.de> (letzter Zugriff: 17.08.2007, 17:30 Uhr)
26. [www.stiftung-warentest.de](http://www.stiftung-warentest.de) (letzter Zugriff: 17.08.2007, 18:00)
27. <http://cc.uni-paderborn.de/studienarbeiten/aulig/themen/bestandteile.html> (letzter Zugriff: 19.08.2007, 14:20 Uhr)
28. <http://www.hexenkueche-natur.de> (letzter Zugriff: 19.08.2007, 19:50 Uhr)
29. **Experimente mit Spaß, Anorganische Chemie**; Werner Rentzsch; Verlag Hölder-Pischler-Tempsky; Wien 1997