Verband der Chemischen Industrie e. V.
Landesverband Nord
Projekt „Chemie und Schule“
Güntherstraße 1
30519 Hannover

Wettbewerb

Chemie und Schule 2007/2008

Salze – Säulen der Chemie

Eine prämierte Arbeit von Schülerinnen und Schülern
der Liebfrauenschule Vechta
unter Anleitung von Herrn Martin Ratermann

mit dem thematischen Schwerpunkt:

Salz und seine Bedeutung

Wettbewerb Chemie und Schule 2007/2008

Salz, ein Stoff mit großer Bedeutung

SALZ
und
seine
Bedeutung

eingereicht durch den Kurs
NN Chemie
der Liebfrauenschule Vechta

0. Einleitung

Als wir damit begannen, uns Gedanken über einen Projektbeitrag zu machen, recherchierten alle Mitglieder des Kurses zunächst über die Bedeutung des Salzes. Als Ergebnis dieses Brainstormings entstand der Eindruck, dass das Salz in so vielen Bereichen eine sehr große Bedeutung hat, dass es uns unmöglich schien, diese auch nur annähernd vollständig zu berücksichtigen. Wir entschieden uns dafür, ausgewählte Aspekte, die wir für die wichtigsten hielten, exemplarisch zu bearbeiten – und zwar so, dass zu allen Themenfeldern vor allem Experimente durchgeführt werden konnten. Der folgenden Mindmap – die einen ersten – allerdings keinesfalls vollständigen - Eindruck vermitteln soll, sind die Themen zu entnehmen, um die es in dieser Arbeit gehen wird.

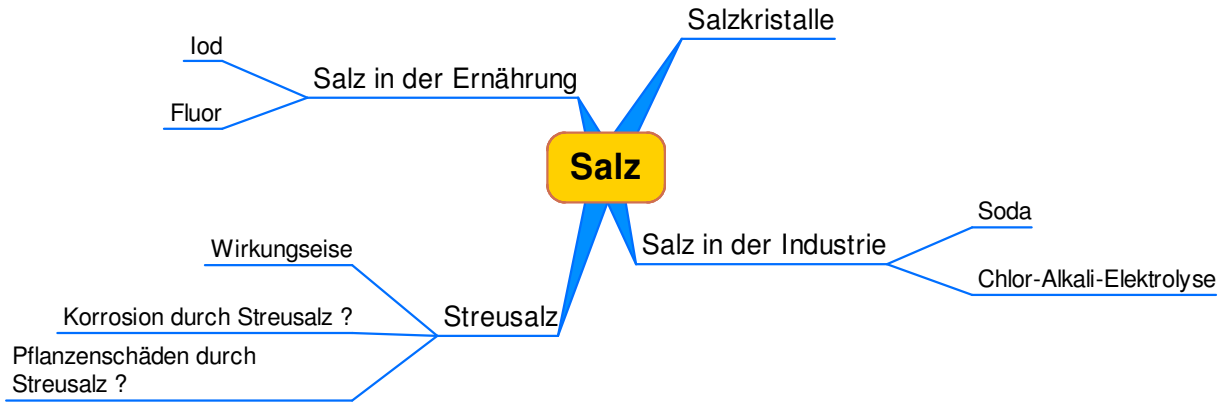


Abb. 1: Mindmap

1 Salz in der Ernährung – Speisesalz ist mehr als Natriumchlorid

Eines hatten die Ergebnisse aller Recherchen gemeinsam. Salz hat eine herausragende Bedeutung für unsere Ernährung. Insofern liegt es nahe, mit diesem Bereich und der Frage zu beginnen, woraus unser Speisesalz besteht. Die Vorstellung jedenfalls, Speisesalz sei nur Natriumchlorid, sollte sich als unrichtig erweisen.

Wir hatten uns vorgenommen, einige der Inhaltsstoffe von Speisesalz experimentell nachzuweisen und bei dieser Gelegenheit auch einige Informationen zu deren Bedeutung zusammen zu stellen.

Unsere Untersuchungsobjekte stellt die Abbildung 2 vor .

2 Packungen der untersuchten Salzsorten

	Trennmittel	Kaliumiodat	Fluorid
Selina Salinensalz	Siliciumdioxid, Natriumferrocyanid		
ChanteSel Salz + Iod + Fluorid	Natriumferrocyanid	mind. 0.0025 %	Natriumfluorid 0.047 – 0.064 %
Apti Iod-Tafelsalz	Natriumcarbonat, Natriumferrocyanid	0.0025 - 0.0042 %	
Apti Tafelsalz	Natriumcarbonat Natriumferrocyanid		
Bad Reichenhaller Markensalz	Calciumcarbonat Magnesiumcarbonat		
Bad Reichenhaller Markeniodsalz mit Fluorid	Calciumcarbonat Magnesiumcarbonat	mind. 0.0025 %	Natriumfluorid 0.047 – 0.064 %
Nyance iodiertes Speisesalz + Fluorid	Siliciumdioxid, Natriumferrocyanid	Kaliumiodat 0.0025 . 0.0042 %	Kaliumfluorid 0.065 – 0.087 %

Tab. 1 Inhaltsstoffe der Salzsorten aufgrund der Angaben auf den Umverpackungen

1.1 Mit Iodsalz gegen Iodmangel ?

Jodmangel ist ein weltweit verbreitetes Problem. Diese Erscheinung lässt sich in den meisten Fällen mit zu geringem Jodanteil in Böden und Grundwasser erklären, wodurch auch die Agrarprodukte und das Trinkwasser zu wenig Jod enthalten. Jodmangel kann verschiedene Krankheiten hervorrufen, darunter Funktionsstörungen der Schilddrüse. Er kann aber auch Schilddrüsenkrebs hervorrufen, sowie bei der Entstehung von Brustkrebs mitwirken. Jodmangel kann auch Konzentrationsschwächen hervorrufen und sich während der Schwangerschaft auf die Intelligenz des Kindes auswirken.

Um derartigen Mangelerscheinungen und deren Folgen vorzubeugen sind inzwischen über 50 Länder, darunter auch Deutschland (seit 1963), dazu übergegangen Lebensmitteln künstlich Jod hinzuzufügen. Besonders jodiertes Speisesalz spielt eine große Rolle bei den täglichen Vorbeugungsmaßnahmen, da jeder Mensch etwa die gleiche Menge Salz pro Tag aufnimmt. Schon 5g Jodsalz am Tag können ein Defizit von etwa 100 µg Iod ausgleichen.

Für die Jodierung von Speisesalz wird Iodat verwendet, da Iodid unter Einwirkung von Wasser und Sauerstoff in giftiges Jod umgewandelt würde. Jod ist unter Normalbedingungen ein Feststoff, der grauschwarze, metallisch glänzende Schuppen bildet.

Für viele Menschen stellt eine sogenannte „Zwangsmedikation“ einen enormen Kritikpunkt dar. Es wird z.B. befürchtet, dass zu viel Iod zu verschiedenen Erkrankungen, z.B. zu Schilddrüsenfunktionsstörungen oder Allergien, führen kann. Die Kritik richtet sich dabei in erster Linie gegen Lebensmittelhersteller, die teilweise immer noch nicht verpflichtet sind anzugeben, ob und wie viel Jodsalz für die Nahrungsmittel verwendet wurde. In einigen Tafelsalzen neben Meersalzen seien zum Beispiel Spuren von Jod gefunden worden, obwohl die Packungsaufschrift eine Verwendung von Jod nicht angebe.

Befürworter der Jodierung von Lebensmitteln, vor allem Ärzte, empfehlen jedoch weiterhin den Gebrauch von Iodsalzen im Haushalt. Experten behaupten, dass es nicht zu einer Überdosis an Jod kommen kann, da die Obergrenze von etwa 500 Mikrogramm pro Tag kaum überschritten werde. Auch Menschen, die an einer Über- oder Unterfunktion oder anderen Schilddrüsenerkrankungen litten, könnten ohne Sorge jodierte Lebensmittel zu sich nehmen. Von Jodsalz und damit hergestellten Lebensmitteln gingen keinerlei gesundheitliche Risiken aus. Alle Argumente gegen Jodsalz seien wissenschaftlich nicht haltbar. Die Verwendung von Jodsalz in einem Jodmangelgebiet wie Deutschland schütze die Bevölkerung vielmehr vor den gesundheitlichen Folgen des Jodmangels. Deshalb müsse die Prophylaxe mit Jodsalz auf breiter Ebene konsequent und nachhaltig durchgeführt werden. Dies forderten auch die Weltgesundheitsorganisation (WHO), die UNICEF und andere internationale und nationale Institutionen wie die Deutsche Gesellschaft für Ernährung (DGE) e.V. (Prof. Dr. med. Roland Gärtner, München, 2005).

Mediziner und Gesundheitsexperten rufen deswegen alle Lebensmittelhersteller dazu auf, ihre Waren weiterhin mit Jodsalz zu versehen.

<u>Literaturliste für dieses Kapitel</u>

http://de.wikipedia.org/wiki/Iodiertes_Speisesalz (Stand: 18.09.07)
http://www.jodkrank.de/Ernahrung/Tabellen_der_Jodgehalte/tabellen_der_jodgehalte.html#Speisesalz(Stand: 18.09.07)
Prof. Dr. med. K. U. Benner, Gesundheit und Medizin heute, Augsburg 1997
Prof. Dr. med. Roland Gärtner, http://www.jodmangel.de/presseinfos/jodsalzverwendung.php
Stand: 18.09.07

1.1.1 Bestimmung von Iod in Speisesalz durch Redoxtitration

Versuch 1: Bestimmung des Kaliumiodatgehaltes in jodiertem Speisesalz[1] - die klassische Methode der Redoxtitration

Iodiertes Speisesalz enthält Kaliumiodat. In saurer Lösung reagieren Iodationen mit Iodidionen in einer Komproportionierungsreaktion zu elementarem Iod.

$$IO_3^- \text{ aq} + 5\ I^- \text{ aq} + 6\ H^+\text{aq} \longrightarrow 3\ I_2 \text{ aq} + 3\ H_2O \text{ (l)}$$

Das Vorhandensein von Iod kann durch Stärkelösung sichtbar gemacht werden. Mit Stärke bildet sich der charakteristische blauschwarze Iod-Stärke-Komplex.

$$6\ S_2O_3^{2-} \text{ aq} + 3\ I_2 \text{ aq} \longrightarrow 3\ S_4O_6^{2-}\text{aq} + 6\ I^- \text{ aq}$$

Chemikalien
Kaliumiodid-Lösung (w = 0,1 %)
Schwefelsäure (c = 3 mol / l) (C)
Stärkelösung (w = 0,01 %)
Natriumthiosulfat-Lösung ($Na_2S_2O_3 \cdot 5\ H_2O$) (c = 0,01 mol / l) (Xn)

Geräte
2 Messkolben (1 l), 4 Weithalserlenmeyerkolben (300 ml), 2 Vollpipetten (10 ml), 2 Messpipetten (10 ml), Bürette (25 ml), Magnetrührer, Rührfisch.

Versuchsdurchführung
Etwa 20 g Speisesalz werden in einen Erlenmeyerkolben exakt eingewogen, aufgeschlämmt und auf etwa 150 ml aufgefüllt. Etwa 10 ml Schwefelsäure werden zugefügt. Dann wird die Lösung klar. Unter Rühren werden 10 ml Kaliumiodidlösung zupipettiert. Mit Thiosulfatlösung wird langsam titriert. Ist die Lösung nur noch schwach gelb, gibt man etwa 2 ml frisch bereitete Stärkelösung zu und titriert bis zum Farbumschlag von Blau nach Farblos. Jede Messung wurde von zwei Gruppen durchgeführt.

3 Sandra bei der Titration

[1] Versuchsvorschrift nach http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/tip/io3-titr.htm

Berechnung des Iodgehalts

n(Kaliumiodat) = n(Thiosulfat) / 6

n(Kaliumiodat) = c(Thiosulfat) • V(Thiosulfat) / 6

Molmasse von KIO_3: 214 g / mol entspricht 214 mg / mmol

m(KIO_3) mg in der Probe = n(Kaliumiodat) · M(Kaliumiodat)

Bezogen auf die Einwaage

Massenanteil(KIO_3) in der Probe = m(KIO_3) / m(Salz)

Beispielrechnung für den ersten Messwert:

Eingewogene Masse Salz: 20,11 g, verbrauchtes Volumen der Thiosulfatlösung: 1,9 mL

n(Kaliumiodat) = **c(Thiosulfat) • V(Thiosulfat) / 6 =** 10 mmol/L • 0.0019 L / 6 = 0.00317 mmol

m(KIO_3) mg in der Probe = n(Kaliumiodat) · M(Kaliumiodat) = 0.00317 mmol • 214 mg/mmol = 0.678 mg

Massenanteil(KIO_3) in der Probe = m(KIO_3) / m(Salz) = 0.678 mg / 20110mg = 0.0000337 =0.0034%

Dieser Wert ist angesichts der Angaben auf der Verpackung (Gehalt > 0.0025%) realistisch.

Ergebnisse:

		Eingewogene Masse Salz	Volumen der Natriumthiosulfatlösung	Massenanteil des Kaliumiodats
	Chante Sel Salz Iod + Fluorid	22,75 g	1,4 mL	0,0022 %
	Chante Sel Salz Iod + Fluorid	20,1 g	1,85 mL	0.0033 %
	Nyance Iodiertes Speisesalz	20,11 g	1,9 mL	0,0034 %
	Nyance Iodiertes Speisesalz	20,14 g	1,9 mL	0.0034 %
	APTI Iod Tafelsalz	20,1 g	2,5 mL	0.0044 %
	APTI Iod Tafelsalz	20,1 g	2,2 mL	0.0039 %
	Bad Reichenhaller Marken Iod Salz + Fluorid	20,26 g	1,9 mL	0.0033 %
	Bad Reichenhaller Marken Iod Salz + Fluorid	20,5 g	2,5 mL	0.0043 %

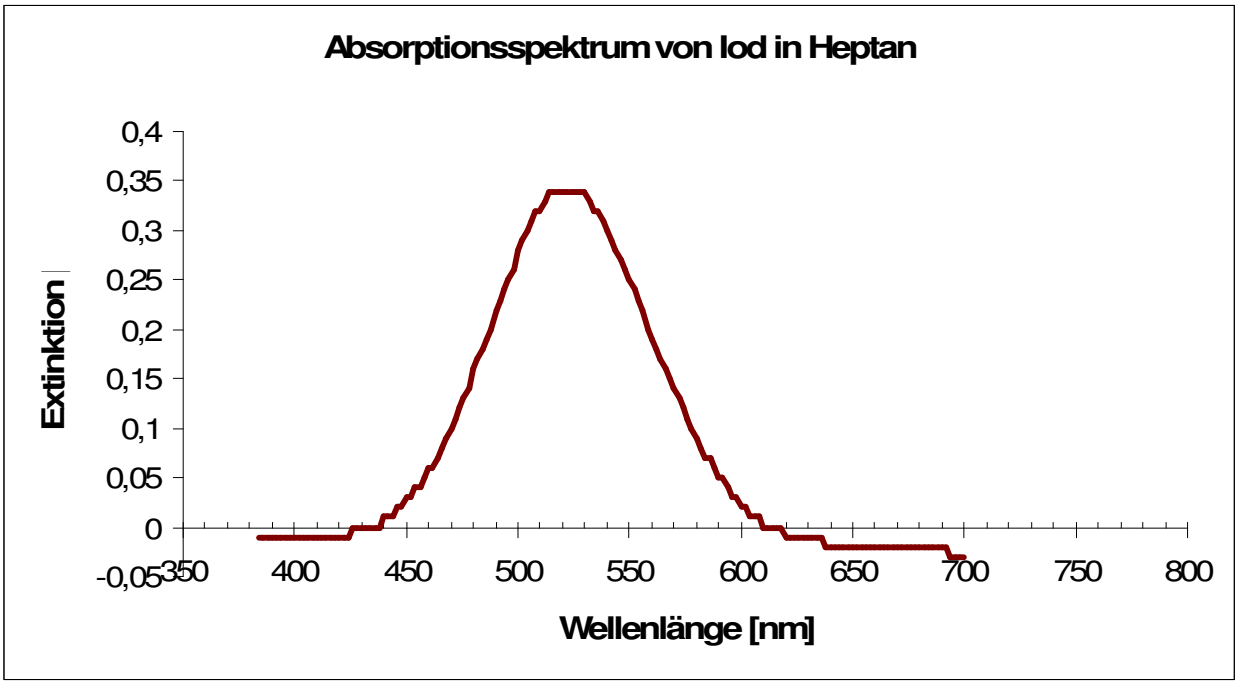
4 Ergebnisse der Redoxtitrationen

1.1.2 Fotometrische Bestimmung von Iod in Speisesalz – eine selbst entwickelte alternative Methode

Durch die folgenden Experimente soll ein fotometrisches Verfahren zur Bestimmung des Iodatgehaltes in Salz entwickelt werden.

Absorptionsverhalten von Iod in Hexan

Um eine geeigneten Wellenlängenbereich für die fotometrische Untersuchung zu finden, wird ein Absorptionsspektrum einer stark verdünnten Lösung von Iod in Hexan aufgenommen.



5 Absorptionsspektrum von Iod in Hexan

Dem Absorptionsspektrum kann man den Absorptionsbereich des in Heptan gelösten Iods entnehmen. Für die Konzentrationsbestimmung von Iod lässt sich damit eine geeignete Wellenlänge festlegen. Wenn das Fotometer das erlaubt, wählt man eine Wellenlänge in der Nähe des Absorptionsmaximums. Wir messen bei einer Wellenlänge von 520 nm.

Erstellen einer Eichkurve

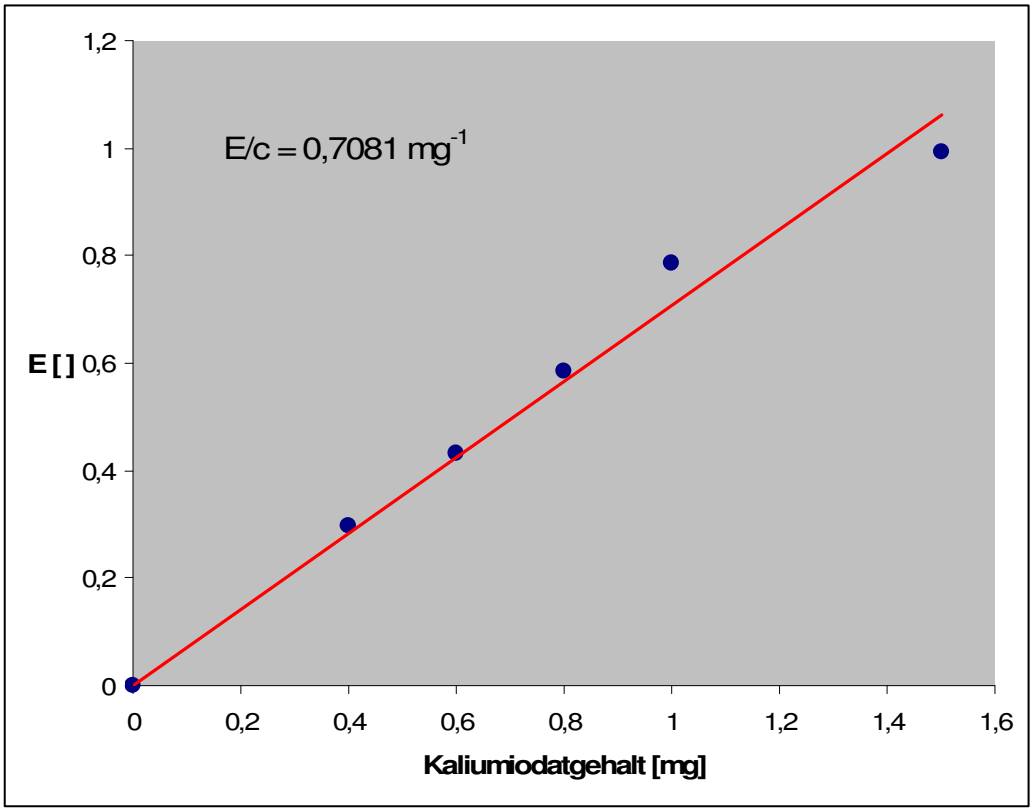
Aus einer Kaliumiodat-Stammlösung mit der Konzentration 100 mg/L werden verschiedene Volumina in 100mL-Messkolben gefüllt. Dazu gibt man jeweils 5 mL Kaliumiodidlösung, säuert mit 5 mL Schwefelsäure an und extrahiert das entstehende Iod dann in 5 mL Heptan. Dazu werden die erhaltenen Lösungen jeweils 5 Minuten mit einem Magnetrührer stark gerührt.

Stammlösung Kaliumiodatlösung c = 100 mg/L	Kaliumiodid-Lösung c = 0,1 mol/L	Schwefelsäure c = 0,1 mol/l	Wasser	Heptan
4 mL	5 mL	5 mL	86 mL	5 mL
6 mL	5 mL	5 mL	84 mL	5 mL
8 mL	5 mL	5 mL	82 mL	5 mL
10 mL	5 mL	5 mL	80 mL	5 mL
15 mL	5 mL	5 mL	75 mL	5 mL

Tab. 1: Verdünnungsreihe

6: Eichlösungen nach Extraktion des Iods in Heptan

Anschließend wird eine Probe der rotvioletten Heptanschicht entnommen, in eine Glasküvette gefüllt und bei 520 nm die Extinktion bestimmt.



7: Zusammenhang zwischen Kaliumiodatgehalt und Extinktion bei 520 nm

Erkennbar ist der lineare Zusammenhang zwischen der eingesetzten Iodatmenge und der Extinktion. Mithilfe des Proportionalitätsfaktors E/c = 0,7081 mg^{-1} lässt sich der Iodatgehalt von Speisesalz leicht fotometrisch bestimmen.

Bestimmung des Kaliumiodatgehaltes von Speisesalz

In einen 100 mL-Messzylinder werden 20 g Speisesalz, 5 mL Kaliumididlösung (c = 0.1 mol/L) und 5 mL Schwefelsäure gegeben. Anschließend füllt man mit Wasser bis zur 100mL-Marke auf und gibt 5 mL Heptan zu. Dann rührt man mit einem Magnetrührer 5 Minuten. Dann lässt man die Ansätze einige Minuten stehen und entnimmt eine Probe der Heptanschicht für die fotometrische Untersuchung bei 520 nm

8: Extraktion von Iod in Heptan

9: Salzlösungen nach Extraktion des Iods (rechts Apti-Tafelsalz von hoher Reinheit)

Der Kaliumiodatgehalt pro 100 g des Speisesalzes lässt sich berechnen nach:

Kaliumiodatgehalt = E / 0.7081 mg^{-1} • 100/20

Apti Tafelsalz von hoher Reinheit enthält offenbar kein Kaliumiodat.

Salzsorte	**E [ ]**	**Kaliumiodatgehalt In mg/100g**	**Kaliumiodatgehalt in Massenprozent**
Bad Reichenhaller Marken Iod Salz	0,501	3,54	0,0035
Apti Jod Tafelsalz	0,603	4,26	0,0043
Apti Iod Tafelsalz	0,615	4,34	0,0043
Chante Sel Iod und Fluorid	0,474	3,35	0,0034

Tab. 2: Experimentell bestimmter Iodatgehalt von Speisesalz

Die fotometrisch ermittelten Daten stimmen sehr gut mit den durch Redoxtitration ermittelten Werten überein. Sogar der im Vergleich zu anderen Salzsorten etwas höhere Iodatgehalt bei der Marke APTI lässt sich belegen. Es lässt sich feststellen, dass sich der Kaliumiodatgehalt des Salzes fotometrisch sehr exakt – und mit weniger Aufwand als bei der Redoxtitration - bestimmen lässt.

1.2 Mit Fluorid gegen Karies ?

In vielen Regionen auf der Erde ist die Fluoridkonzentration im Boden und damit auch in Pflanzen zu gering, um eine ausreichende Versorgung der Menschen mit lebenswichtigem Fluorid sicherzustellen. Folgen von Fluoridmangel sind daher z.B. die Bildung von Kröpfen oder verstärkter Kariesbefall der Zähne.
Um dem entgegenzuwirken begannen einige Länder, wie die USA, ihr Trinkwasser zu fluoridieren, während in der Schweiz 1955 erstmals Speisesalz mit Zusatz von Fluoriden auf den Markt gebracht wurde. Der Zusatz von Natrium- und Kaliumfluorid war mit 90 mg pro kg noch sehr gering, dennoch folgten andere Länder dem Beispiel der Schweiz nur zögerlich. In Deutschland gibt es Speisesalz mit Fluorid erst seit 1991, doch hat es mittlerweile einen Marktanteil von 68%(bei 250mg pro kg). Als Grund für die präventive Fluoridierung gilt vor allem der verbesserte Kariesschutz, besonders durch Einlagerungen, die bei einem Bruch des Zahnschmelzes zuverlässig schützen. Daher wird von vielen Zahnmedizinern der Einsatz von fluoridiertem Salz in Großküchen, Kantinen, Restaurants etc. gefordert, um möglichst große Bevölkerungsgruppen zu schützen und außerdem könne es laut einer Studie des Heidelberger Universitätsklinikums durch die Anreicherung von Speisesalz nicht zu einer Überdosierung oder gar Vergiftung kommen.
Dennoch ist die Fluoridierung von Salz umstritten, da immer wieder Nebenwirkungen auftreten, die Folgen einer überhöhten Fluoridaufnahme sind: Neben Allergien und Herz- Kreislauferkrankungen, kann zu viel Fluorid selbst zu Missbildungen bei ungeborenen Kindern führen, wie Tests an Tieren zeigten.
Bei einer Überdosierung im Kindesalter (mehr als 0.1mg Fluorid pro Kilogramm Körpergewicht), beispielsweise durch den zusätzlichen Einsatz von Fluoridtabletten kann sich eine Fluorose entwickeln. Sichtbare Folgen sind weiße Flecken auf dem Zahnschmelz (Zahnfluorose).
Fluorid wird eingesetzt um den Zahnschmelz zu härten, doch auf längere Sicht versprödet der Zahnschmelz und das Zahnbein, sodass Stückchen abbrechen und Füllungen schwerer zu verankern sind.
Nicht nur in den Zähnen können sich Fluoride einlagern, sondern auch in den Knochen und während die Folgen nach Abschluss der Zahnentwicklung nicht mehr sichtbar sind, geht die Einlagerung in den Knochen weiter, bis hin zur Skelettfluorose. Studien zufolge tritt diese bei einer Aufnahme von 40-100g Kochsalz pro Tag über 10 Jahre auf, wenn zusätzlich noch fluoridiertes Trinkwasser und Zahnpasta eingesetzt wird.
Es wird also deutlich, dass der präventive Einsatz von fluoridertem Speisesalz zwei Seiten hat, während einerseits der Kariesbefall in Deutschland um 75% nach der Einführung von fluoridertem Speisesalz zurückgegangen ist, so treten andererseits auch immer wieder Nebenwirkungen, wie die Fluorose auf.

Quellen:
http://de.wikipedia.org/wiki/Speisesalz
http://poisonfluoride.com/pfpc/Marthaler_2.doc
http://www.3sat.de/3sat.php?http://www.3sat.de/nano/news/51102/index.html
http://www.kariesvorbeugung.de/Presse/2007_05_richtige-Salz-schuetzt-Zaehne-vor-Karies.pdf
http://www.zentrum-der-gesundheit.de/fluor.html

1.2.1 Nachweis von Fluorid in Speisesalz

Je 5 g Salz werden in 20 mL Wasser gelöst. Je 10 mL dieser Lösungen füllt man in Reagenzgläser. Für Kontrollexperimente wird ein Reagenzglas mit dest. Wasser und eines mit einer verdünnten Natriumfluoridlösung gefüllt.Dazu gibt man zwei Tropfen einer Eisen-III-chloridlösung (c = 0.1 mol/L) und anschließend zwei Tropfen einer Kaliumthiocyanatlösung (c = 0.1 mol/L).

10: vlnr. Dest. Wasser, Natriumchloridlösung, Selina Salinensalz, Apti Tafelsalz, Chantesel mit Iod und Fluorid, Bad Reichenhaller Markensalz, Bad Reichenhaller Marken-Iodsalz mit Fluorid, Siedesalz, Natriumfluoridlösung

Beobachtung: In einigen Reagenzgläsern tritt eine intensive Rotfärbung auf. In den anderen bleiben die Lösungen weitgehend farblos. In den Fällen, in denen die Lösung sich nicht rot verfärbt, bildet sich ein rötlicher, schwammartiger Niederschlag.

Deutung: Eisenionen bilden mit Thiocyanationen eine blutroten Komplexverbindung:

$$Fe^{3+}_{(aq)} + 6\ SCN^{-}_{(aq)} \rightarrow [Fe(SCN)_6]^{3-}_{(aq)}$$

Fluoridionen verhindern die Bildung diese Komplexes, da sie selbst mit dem Eisen stabilere falrblose Fluorokomplexe bilden und Thiocyanationen aus den Komplexen verdrängen:

$$[Fe(SCN)_6]^{3-}_{(aq)} + 6\ F^{-}_{(aq)} \rightarrow [FeF_6]_{(aq)} + 6\ SCN^{-}_{(aq)}$$

Demnach enthalten Selina Salinensalz und Apti Tafelsalz kein Fluorid. Das wird durch die Angaben auf den Umverpackungen bestätigt. Nach unseren Ergebnissen könnte Bad Reichenhaller Markensalz Fluorid enthalten. Dies ist auf der Verpackung jedoch nicht angegeben. Die Bildung des rötlichen Niederschlages beruht vermutlich darauf, dass die entspechenden Salze Carbonate als Rieselhilfen enthalten. Dadurch werden die Lösungen leicht alkalisch und es fällt schwer lösliches Eisenhydroxid aus.

$$Fe^{3+}_{(aq)} + 3\ OH^{-}_{(aq)} \rightarrow Fe(OH)_{3(s)} \quad (\text{ bzw. } Fe_2O_3 \cdot 3H_2O\ )$$

1.2.2 Fluorid schützt Eierschalen (und Zähne) gegen Säuren

Durchführung: Ein Ei wird bis zur Hälfte in eine Natriumfluoridlösung gelegt, ein weiteres wird in eine konzentrierte Lösung eines fluoridhaltigen Salzes gelegt, ein drittes wird mit einer fluoridhaltigen Zahncreme eingerieben. Anschließend legt man die so vorbehandelten Eier und ein unbehandeltes Ei in Speiseessig.

11: Unbehandeltes und vorbehandeltes Ei in Speiseessig

Beobachtung: An den unbehandelten Stellen der Eierschale tritt eine Gasentwicklung auf, an den behandelten Stellen in allen Fällen nicht. Nach einiger Zeit löst sich die Schale an den Stellen, an denen sich ein Gas entwickelt, auf. Dies gilt auch für Eier, die in (konzentrierten) Lösungen fluoridhaltiger Salze gelegen haben.

Deutung: Eierschalen bestehen hauptsächlich aus Calciumcarbonat. Dieses wird von Säuren angegriffen:

$$\mathbf{CaCO_{3(s)} + 2\,H^{+}_{(aq)} \rightarrow Ca^{2+}_{(aq)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(aq)}}$$

Fluoridionen bilden mit einem Teil der Calciumionen der Eierschale Calciumfluorid. Dieses bildet eine schützende Schicht, die das Auflösen der Schale verhindert.

1.3 Kalium und Magnesium im Speisesalz

1.3.1 Nachweis von Magnesium mit Titangelb

Nachweis von Magnesium mit Titangelb

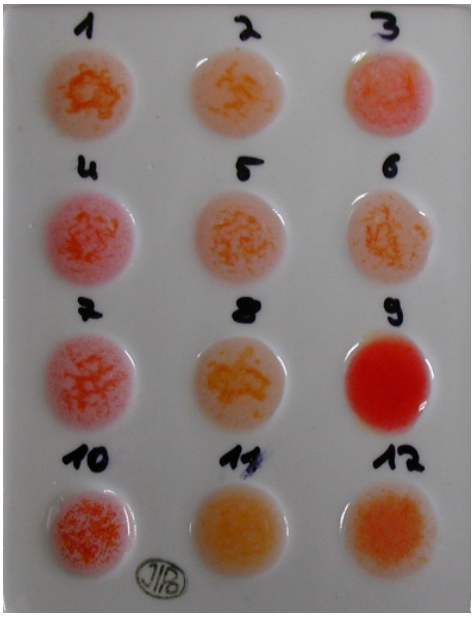
Durchführung: In einem Erlenmeyerkolben werden je 5 g Speisesalz in 50 mL destilliertem Wasser gelöst. Dazu gibt man 0,2 mL Titangelb-Lösung (0,1%ig) und 0,4 mL Natronlauge.

Abb.12: vlnr: Vergleichslösung (hierbei wurde anstatt des Speisesalzes Magnesiumsulfat verwendet), Salinensalz, Chante Sel Salz, Bad Reichenhaller Marken Jodsalz mit Fluorid, APTI Jod Tafelsalz, APTI Tafelsalz, Nyance iodiertes Speisesalz mit Fluorid, Bad Reichenhaller Markensalz

Versuchsbeobachtung: Im Erlenmeyerkolben, der die Magnesiumsulfatlösung enthält, bildet sich eine deutliche Rotfärbung und leichte Trübung aus. Die Ansätze mit *Bad Reichenhaller Marken Jodsalz, mit Fluorid* und *Reichenhaller Markensalz ergeben eine deutlich rötliche Färbung. In den anderen Fällen liegt jeweils eine ganz leichte Rosafärbung vor. In einem Vergleichsansatz, der weder Magnesiumchlorid noch Speisesalz enthält, tritt keine Verfärbung auf.*

Alternative Durchführung: Verschiedene Salzlösungen werden in die Vertiefungen einer Tüpfelplatte gegeben. Zu jedem Ansatz gibt man jeweils einen Tropfen verdünnte Natronlauge und Titangelblösung.

Beobachtung:



1. AP´TI Jod Tafelsalz
2. AP´TI Tafelsalz
3. Bad Reichenhaller Marken Jodsalz
4. Bad Reichenhaller Markensalz
5. Selina Salz: Salinen Salz
6. ChanteSel Salz + Jod + Fluorid
7. Himalaja-Kristallsalz
8. Natriumchlorid
9. Magnesiumsulfatlösung 4%
10. Bade-Meersalz
11. Leitungswasser
12. Calciumchlorid

Abb. 13: Ergebnisse des Tüpfelexperimentes

Deutliche Rotfärbungen treten bei diesem Experiment neben der Magnesiumsulfatlösung beim Bad Reichenhaller Marken Jodsalz mit Fluorid, beim Bad Reichenhaller Markensalz, beim Himalaja-Kristallsalz und beim Bade-Meersalz auf.

Deutung: In alkalischer Lösung bilden Magnesiumionen mit dem Chelatliganden Titangelb eine rote unlösliche Komplexverbindung. Deren genaue Zusammensetzung ist unseres Wissens nicht bekannt, jedoch dürfte die Komplexbildung durch folgendes Reaktionssymbol zu beschreiben sein.

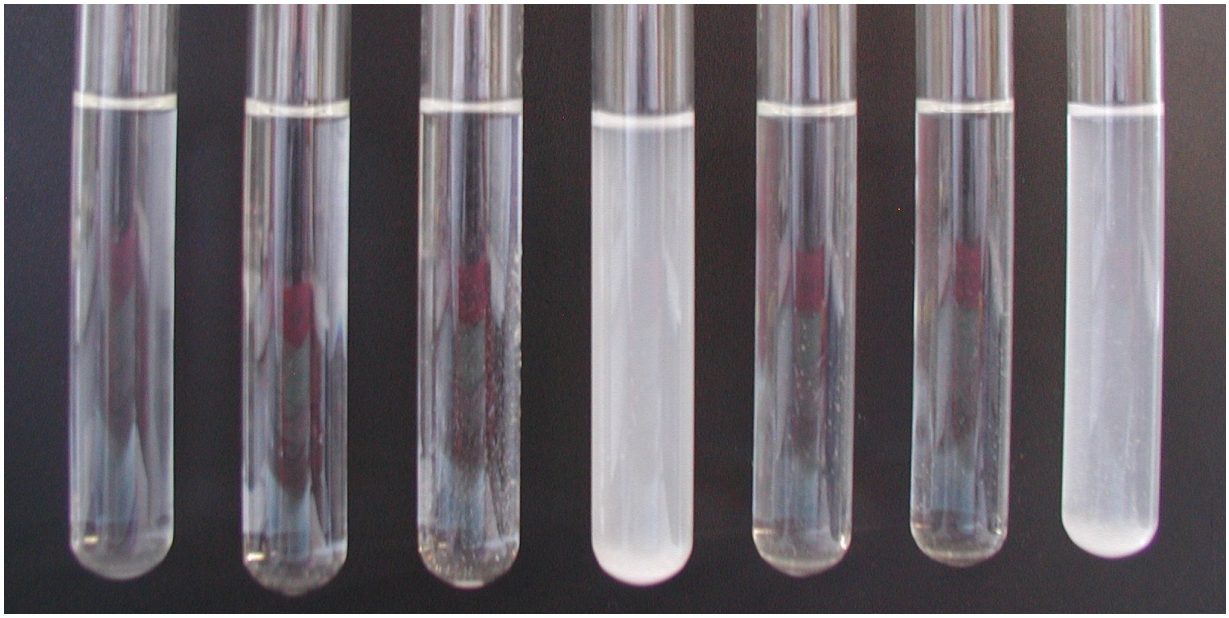
$$Mg^{2+} + 3\ \text{Titangelb} \Leftrightarrow [Mg(\text{Titangelb})_3]^{4-} + 6\ Na^{+}$$

Die Ergebnisse beider Experimente stimmen dahingehend überein, dass von den untersuchten Speisesalzen nur die Bad Reichenhaller Salze größere Anteile an Magnesium enthalten. Das ist insofern keine Überraschung, da auf den Verpackungen angegeben ist, dass diese Salze unter anderem Magnesiumcarbonat als Trennmittel enthalten. Auch für das im zweiten Versuch zusätzlich untersuchte Meersalz ist ein Anteil an Magnesiumsalzen zu erwarten.

Rieselhilfen dienen dazu, dass die Salzkörner nicht zusammenklumpen. Sie gelten als unschädlich. Häufig werden Calcium-oder Magnesiumcarbonat verwendet.
Die Rieselhilfen Natrium- und Kaliumhexacyanoferrat sind billiger. Sie werden daher oft für preiswerte Salze verwendet. In der EG-Öko-Verordnung ist der Zusatz von Natrium- und Kaliumhexacyanoferrat verboten.

1.3.2 Nachweis von Kalium mit Kalignost(Natriumtetraphenylborat)

Durchführung: 2%ige Lösungen verschiedener Salze werden mit einigen Tropfen einer verdünnten Kalignostlösung versetzt.



14: Vlnr.: Salinensalz, Chante Sel Salz, , APTI Jod Tafelsalz, Bad Reichenhaller Marken Jodsalz mit Fluorid, APTI Tafelsalz, Nyance iodiertes Speisesalz mit Fluorid, Bad Reichenhaller Markensalz

Deutung: Nach diesen Ergebnissen enthalten die Bad Reichenhaller Salze größere Mengen an Kalium.

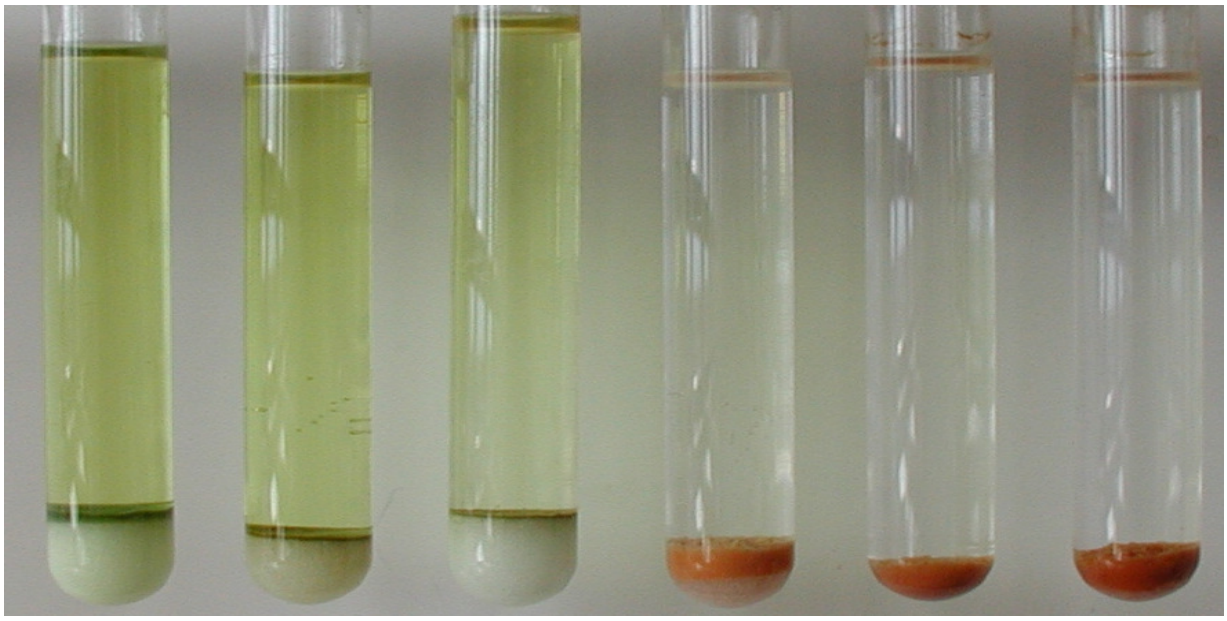
$$K^{+}_{(aq)} + [B(C_6H_5)_4]^{-}_{(aq)} \rightleftharpoons K[B(C_6H_5)_4]_{(s)} \downarrow$$ [2]

[2] http://de.wikipedia.org/wiki/Natriumtetraphenylborat

1.4 Damit das Salz rieselfähig bleibt

1.4.1 Nachweis von Kaliumhexacyanoferrat in Speisesalz

Durchführung: In die Reagenzgläser werden einige Spatelspitzen Speisesalz und 10 Milliliter Wasser gefüllt. Anschließend wird einige Minuten geschüttelt, bis sich gesättigte Salzlösungen gebildet haben. Dazu gibt man jeweils einen Milliliter einer 0,1-molaren Eisen-III-chloridlösung. Anschließend lässt man die Ansätze über Nacht stehen.



15 Selina Salinensalz, Nyance iodisiertes Spesiesalz + Fluorid, ChanteSel Salz + Iod + Fluorid, Apti Tafelsalz, Bad Reichenhaller Markensalz, Bad Reichenhaller Markeniodsalz mit Fluorid,

Beobachtung: Bei dreien der Ansätze bildet sich jeweils eine dünne Schicht aus einem bläulichen Niederschlag auf dem nicht aufgelösten Salz. In den anderen drei Ansätzen bildet sich ein rötlicher schwammartiger Niederschlag.

Deutung: Der bläuliche Niederschlag ist Berliner Blau. Berliner Blau entsteht aus Fe^{3+}-Ionen und gelbem Blutlaugensalz. Beträgt das Konzentrationsverhältnis von Fe^{3+}-Ionen und dem Blutlaugensalz 1:1, bildet sich lösliches Berliner Blau:

$$Fe^{3+} + [Fe(CN)_6]^{4-} \rightarrow \mathbf{[Fe^{III}Fe^{II}(CN)_6]^-}$$

Bei einem Überschuss an Fe^{3+}-Ionen, was bei den ersten drei Ansätzen offenbar der Fall ist, bildet sich das unlösliche Berliner Blau:

$$4\ Fe^{3+} + 3\ Fe^{II}(CN)_6^{4-} \rightarrow \mathbf{Fe^{III}[Fe^{III}Fe^{II}(CN)_6]_3}$$

Sind Carbonate vorhanden, werden die Salzlösungen leicht alkalisch. Das führt dazu, dass schwerlösliches Eisenhydroxid als rötlicher Niederschlag ausfällt (vgl. Kap. 1.2.1). Laut Packungsangaben enthält Apti Tafelsalz Natriumcarbonat und Natriumferrocyanid. Offenbar verhindert hier (Abb. 15, vierter Ansatz von links) die Bildung des Eisenhydroxidniederschlages die Bildung von Berliner Blau.

2 Salz als Rohstoff in der Industrie

2.1 Elektrolyse von Steinsalz – vom Diaphragmaverfahren zum Membranverfahren

Elektrolyse von Steinsalz – vom Diaphragmaverfahren zum Membranverfahren

Einleitung und Grundlagen
Die Chloralkali-Elektrolyse erzeugt aus im Wasser gelöstem Steinsalz, welches neben anderen Salzen vor allem aus Natriumchlorid besteht, die wichtigen Grundchemikalien Chlor, Wasserstoff und Natronlauge. Das Steinsalz aufgelöst in der Sole[3] liegt als Na^+ und Cl^--Ionen vor. Ebenso sind die Dissoziationsprodukte des Wassers H_3O^+- und OH^--Ionen[4] in der Lösung vorhanden.
Diese Reaktion verläuft endotherm und benötigt eine Energie von 454 kJ/mol, welche in Form von elektrischen Strom beigefügt wird.
Die Spannung, die an den Elektroden gelegt wird entlädt bevorzugt die Ionen, die die geringste Zersetzungsspannung benötigen, welche die Chlorid- und die Oxonium-Ionen darstellen. Die Natrium- und die Hydroxid-Ionen bilden die Natronlauge.

Kathodenreaktion:

I. $4\ H_2O \rightarrow 2\ H_3O^- + 2\ OH^-$ [Dissoziation des Wassers]
II. $2\ H_3O^- + 2e^- \rightarrow H_2 + 2\ H_2O$

$2\ H_2O + 2\ e^- \rightarrow H_2 + 2\ OH^-$

Anodenreaktion:

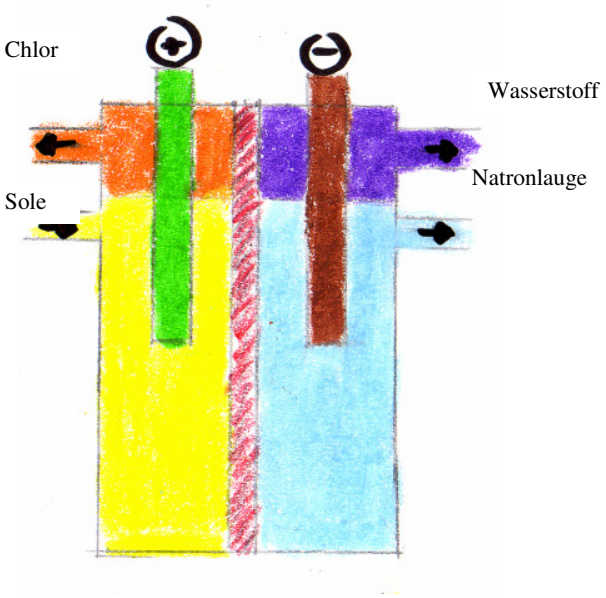
I. $2\ NaCl \rightarrow 2\ Na^- + 2\ Cl^-$ [Dissoziation des Salzes]
II. $2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 - 2\ e^-$

$2\ NaCl \rightarrow 2\ Na^- + Cl_2 + 2\ e^-$

Gesamtreaktion:
$2\ NaCl + 2\ H_2O \rightarrow 2\ NaCH + Cl_2 + H_2$

Die Verfahren
Bei der technischen Umsetzung muss besonders darauf geachtet werden, dass es zu keinen Vermischungen kommt. Das entstandene Chlor darf nicht mit den Hydroxid-Ionen in Kontakt kommen, da dadurch ein Chlorid-/Hypochlorid-Gemisch entstehen würde.
$Cl_2 + 2\ OH^- \rightarrow Cl^- + OCl^- + H_2O$
Ebenso würde bei der Vermischung des Chlorgases mit dem Wasserstoffgas das Chlorknallgas entstehen. Diese Disproportionierungen müssen vermieden werden, wozu drei Verfahren genutzt werden.

1. Diaphragmaverfahren
Bei dem Diaphragmaverfahren ist die Kathode aus Eisen oder Stahl und die Anode aus Titan. Der Kathoden- und Anodenraum sind durch eine strom- und kationendurchlässige, poröse Trennwand voneinander abgegrenzt, um das an der Anode gebildete Chlor von anderen Stoffen getrennt zu halten.
Durch das niedrigere Potential und die hohe Überspannung des Redoxpaares Na/Na^+ entsteht an der Kathode Natrium anstatt aus H_2/H_3O^+ Wasserstoff. Die Entladung der Oxonium-Ionen an der Kathode sorgt für die basische Lösung. An der Anode werden aufgrund der Überspannung des Sauerstoffes die Cl-Ionen entladen.



[3] Sole: Wässrige Lösung
[4] Oxonium-Kationen und Hydroxid-Anionen

Anode: $2\ Cl^-_{(aq)} \rightarrow Cl_{2\ (g)} + 2\ e^-$
Kathode: $H_3O^-_{(aq)} + 2\ e^- \rightarrow OH^-_{(aq)} + H_{2\ (g)}$

Das meist aus Asbest bestehende Diaphragma[5] trennt nicht vollständig die Hydroxid-Ionen aus dem Anodenraum, wodurch nur eine Natronlauge bis zu einer Konzentration von etwa 12-15% gewonnen wird.

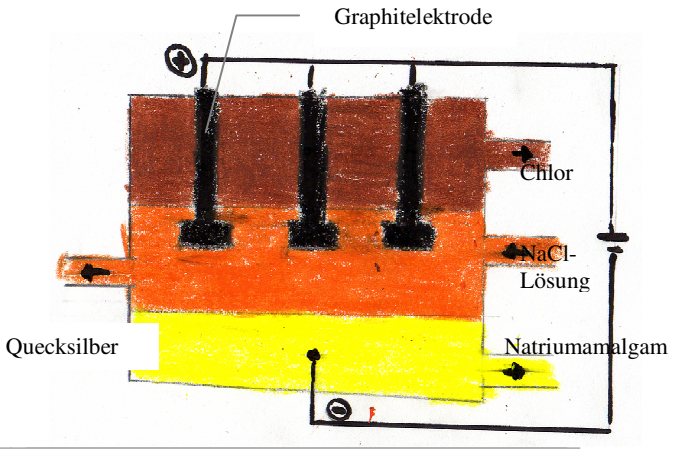
Vorteil	Nachteil
- niedriger Energieaufwand	- verunreinigte und verdünnte Natronlauge aufgrund des Natriumchlorids
- es können Hypochlorite (Bleichlaugen) oder Chlorate gebildet werden	→ nachfolgende Salzabtrennung und ein Eindampfen der Natronlauge ist deshalb zusätzlich notwendig
- keine Umweltbelastung	- gesundheitliche Risiken, wenn das Diaphragma aus Asbest besteht
- reines Chlor entsteht	

2. Amalgamverfahren
Bei diesem Verfahren verwendet man eine Graphit-Anode, an der das Chlorgas abgeschieden wird, und eine Quecksilber-Kathode. Da man eine Elektrolysezelle verwendet, fließt das Quecksilber über dessen Boden, an dem das gebildete Natrium zu Natriumamalgam gelöst wird,
Bei Behandlung des Amalgam mit Wasser wird Natriumhydroxid und Wasser gebildet und das vorhandene Quecksilber wird in den Prozesse zurückgeführt.

I. $Na \cdot Hg_x$
II. $2\ Na \cdot Hg_x + 2\ H_2O \rightarrow 2\ NaOH_{(aq)} + H_{2\ (g)} + 2x\ Hg$ | Zersetzungsreaktion

$$2\ NaCl_{(aq)} + 2\ H_2O \rightarrow 2\ NaOH_{(aq)} + Cl_{2\ (g)} + H_{2\ (g)}$$

Auch hier wird das Abscheidungspotential der Elemente Wasserstoff und Sauerstoff durch Überspannungen genutzt. So könnten in der Theorie folgende Elektrodenreaktionen ablaufen:
Anode:
I. $2\ Cl^-_{(aq)} \rightarrow Cl_{2\ (g)} + 2\ e^-$
II. $4\ OH^-_{(aq)} \rightarrow O_{2\ (g)} + 2\ H_2O$
Kathode:
I. $Na^+_{(aq)} + e^- \rightarrow Na$
II. $2\ H_3O^+_{(aq)} + 2\ e^- \rightarrow H_2 + 2\ H_2O$



Vorteile	Nachteile
- strikte räumliche Trennung von Chlor- und Wasserstoff-Bildung → Vermeidung der Bildung eines hochexplosiven Chlorknallgas-Gemisches	- hoher Strombedarf - aufgrund des Quecksilbers umweltgefährlich (dennoch nur leichte Verschleppung von Quecksilber beim Amalgamverfahren)
- Natronlauge wird getrennt von Natriumchloridlösung erzeugt → sehr reine und hoch konzentrierte Lauge	

[5] Diaphragma: Trennwand zweier Halbelemente

3. Membranverfahren
Ebenso wie beim Diaphragmaverfahren werden eine Titananode und eine Eisenkathode verwendet. Der Unterschied ist, dass das Diaphragma durch eine etwa 0,1 mm dünne chlorbeständige Kationenaustauschmembran ersetzt wurde, die aus Polytetrafluorethen mit negativ geladenen SO_3-Resten besteht. Diese Membran ist durchlässig für die positiv geladenen Na^+-Ionen und durch die Undurchlässigkeit für Cl^--Ionen entsteht eine kaum durch Natriumchlorid verunreinigte 35%ige Natronlauge.

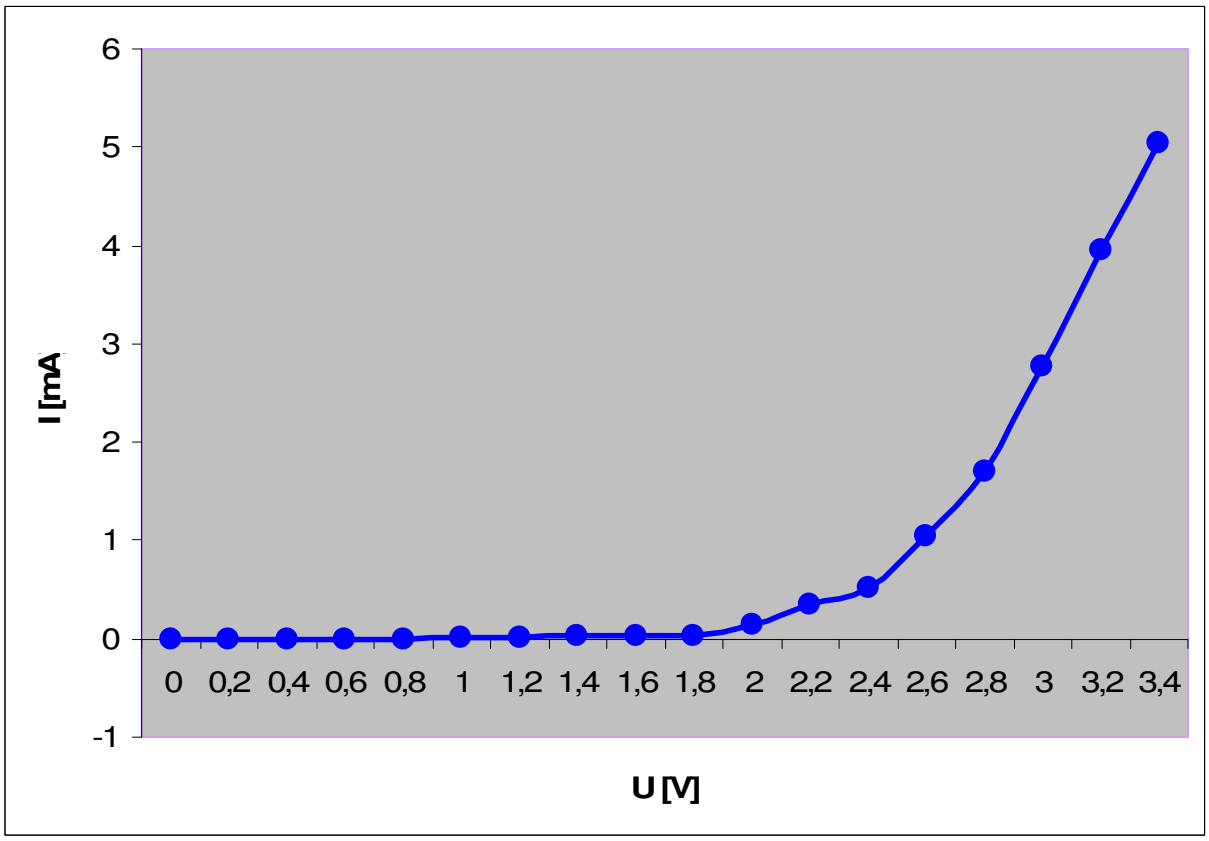
Vorteil	Nachteil
- umweltfreundlich - gesundheitsfreundlich → keine Verunreinigungen durch Asbest oder Quecksilber - reine Endprodukte, im Chlor nur geringe Spuren von Sauerstoff	- Membranen empfindlich gegen Erdalkalimetallionen, welche sich an dieser festsetzen können → Behinderung der Diffusion von Natriumionen, daher aufwendige Reinigung der Sole nötig - kostenintensiv - geringe Standfestigkeit und Lebensdauer der Membran

Quellen:

www.klassenarbeiten.de (Stand: 04.07.2008)
www.chemgapedia.de (Stand: 04.07.2008)
www.cac-chem.de (Stand: 05.07.2008)
www.seilnacht.com (Stand: 07.07.2008)

2.1.1 Elektrolyse von Natriumchloridlösung an Platinelektroden

Versuch: In ein U-Rohr wird Natriumchloridlösung der Konzentration 1 mol/L gefüllt. In beide Schenkel des U-Rohres taucht man Platinelektroden. Ein Netzgerät wird angeschlossen. Ein Amperemeter wird in Reihe und ein Voltmeter parallel geschaltet. Anschließend wir die Spannung in Schritten von 0.2 V erhöht und die jeweils auftretende Stromstärke notiert. Mit den erhaltenen Daten wird ein Stromstärke-Spannungs-Diagramm gezeichnet. Nach Beginn der Gasentwicklung wird das an der Anode entwickelte Gas auf feuchtes Kaliumiodid-Stärkepapier geleitet.



16. Stromstärke-Spannungs-Kurve für die Elektrolyse von Natriumchloridlösung (c = 1 mol/L) an Platinelektroden

17. Verfärbung des Kaliumiodid-Stärkepapiers

Beobachtung: Die Abhängigkeit der Stromstärke von der Spannung ist dem Diagramm zu entnehmen. Ab einer Stromstärke von 2,3 V tritt eine Gasentwicklung an beiden Elektroden auf. Das Kaliumiodid-Stärkepapier verfärbt sich blau.
Deutung: Der Verlauf der Stromstärke-Spannungs-Kurve lässt sich erklären, wenn man die Vorgänge an den Elektroden betrachtet. Die zunächst angelegte geringe Spannung bewirkt einen kleinen Elektrolysestrom, der zur Abscheidung von wenig Wasserstoff und Chlor führt. Die gebildeten Moleküle werden an den Platin-Elektroden adsorbiert. Dadurch entsteht eine galvanische Zelle:

Die Wasserstoff-Halbzelle stellt den Minuspol, die Chlor-Halbzelle den Pluspol dar. Die Zellspannung dieser galvanischen Zelle bewirkt einen Strom, der dem Elektrolysestrom entgegengesetzt gerichtet ist, sodass anfangs theoretisch kein Strom fließen sollte. Der dennoch gemessene schwache Strom entsteht dadurch, dass in geringem Maße Chlor und Wasserstoff von den Elektroden in die Lösung diffundieren und durch Elektrolyse nachgebildet werden. Man bezeichnet diesen Strom als **Diffusionsstrom**.

Erhöht man die **Elektrolysespannung**, wird mehr Gas an den Elektroden adsorbiert, sodass auch die **Zellspannung** steigt. Bei weiterer Steigerung der angelegten Spannung erreicht der Gasdruck an den Elektroden den Wert des äußeren Luftdrucks (1013 hPa) und von den Elektroden beginnen Gasblasen aufzusteigen. Ab diesem Punkt bleibt der Gasdruck an den Elektroden konstant und die Zellspannung kann sich nicht weiter erhöhen. Eine Steigerung der angelegten Elektrolysespannung führt dann zu einer kontinuierlichen Gasentwicklung mit einem steilen, fast linearen Anstieg der Elektrolysestromstärke.

Die Mindestspannung, bei der die Zersetzung des Elektrolyten beginnt, nennt man **Zersetzungsspannung**. Aus einem Diagramm der Strom-Spannungs-Kurve lässt sich die Zersetzungsspannung ablesen, indem man den Schnittpunkt der Verlängerung des linearen Kurventeils mit der x-Achse ermittelt. In diesem Versuch beträgt sie 2,35 V.

Überspannung: Für das durchgeführte Experiment würde man folgende Zersetzungsspannung erwarten:

Kathode:

$2\ H^+_{(aq)} + 2\ e^- \rightarrow H_{2(g)}$ $U_o = 0$ V bei pH = 7: $U = U_o + 0.059V \bullet \lg[H+] = -0.41$ V
$Na^+_{(aq)} + e^- \rightarrow Na_{(s)}$ $U_o = -2.71$ V

Anode:

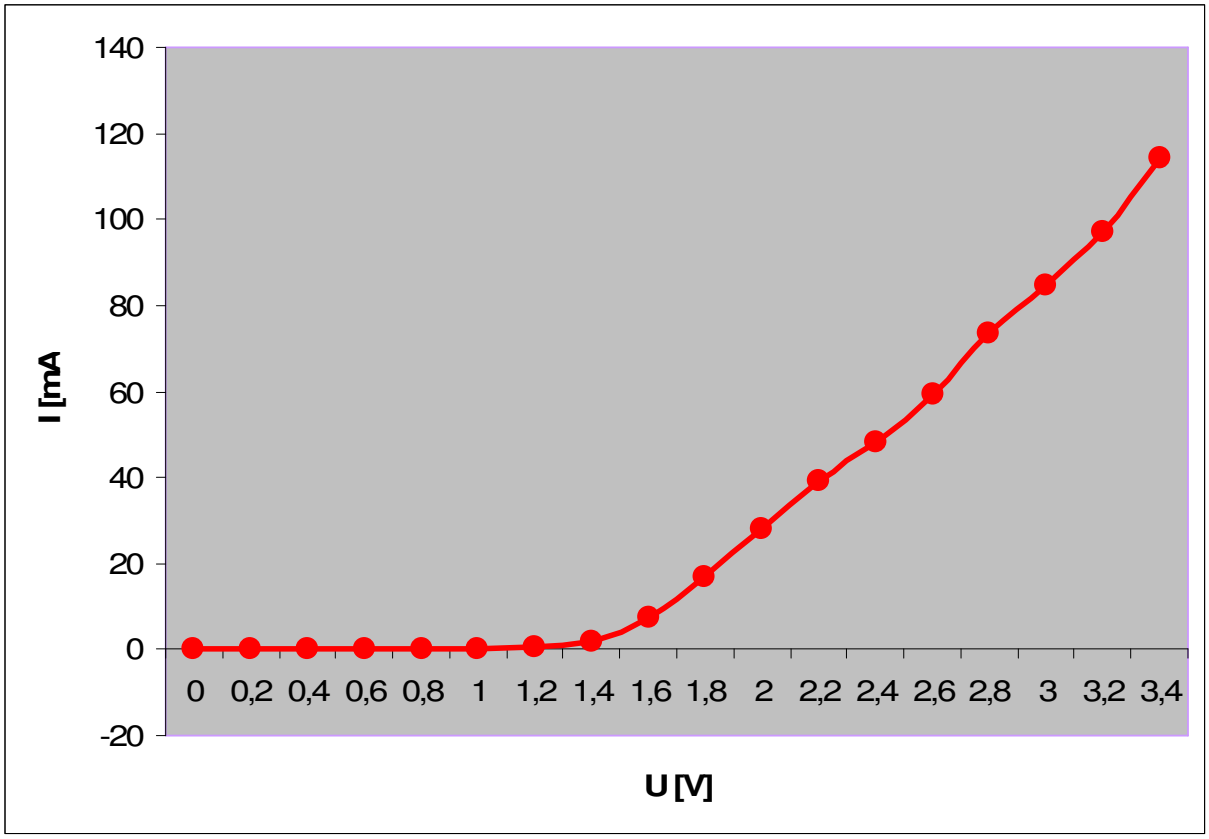
$2\ Cl^-_{(aq)} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2\ e^-$ $U^o = +1.36$ V
$4OH^-_{(aq)} \rightarrow O_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} + 4e^-$ $U° = +1.24$ V (entspricht U = + 0.82 V bei pH = 7)

An der Kathode wird das Redoxpaar mit dem positivsten Abscheidungspotenzial reduziert.
An der Anode wird das Redoxpaar mit dem negativsten Abscheidungspotenzial oxidiert.
Die Differenz beider Potenziale ergibt die theoretische Zersetzungsspannung.

Demnach wäre zu erwarten, dass sich bei einer angelegten Spannung von 1,23 V an der Kathode Wasserstoff und an der Anode Sauerstoff entwickeln sollten. Tatsächlich beträgt die Zersetzungsspannung jedoch 2,3 V und an der Anode entwickelt sich Chlor statt Sauerstoff. Der Nachweis des gebildeten Chlors erfolgte mit dem Kaliumiodid-Stärkepapier. Die Differenz zwischen der experimentell bestimmten und der theoretisch erwarteten Zersetzungsspannung bezeichnet man als Überspannung. Sie setzt sich aus einem Anteil für die Kathodenreaktion und einem Anteil für die Anodenreaktion (Überpotenziale) zusammen.
Für die Abscheidung von Wasserstoff an Platin beträgt das Überpotential[6] –0.3 V , aber für die Sauerstoffabscheidung an Platin ist mit ca. 1,2 V das Überpotential hoch. Das Abscheidungspotential von Sauerstoff beträgt demnach +0.82 V + 1,2 V = 2,02 V. Für Chlor ist das Überpotential gering. Es beträgt ca. 0.3 V. Das Abscheidungspotential für Chlor ist deshalb mit 1.36 V + 0.3 V = 1.66 V geringer als das von Sauerstoff und es kommt somit zu einer Entwicklung von Chlorgas. Die tatsächliche Zersetzungsspannung beträgt 1.66 V –(-0.71 V) = 2.37 V.

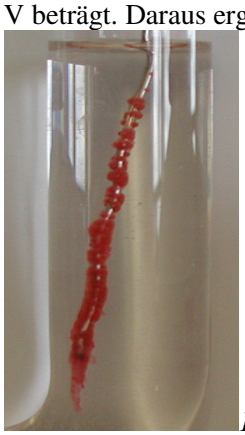
[6] Die Höhe des Überpotentials ist auch von der Stromdichte abhängig und beruht hier z.T. auf Annahmen

2.1.2 Elektrolyse von Natriumchloridlösung an Platinelektroden



18: Stromstärke-Spannungs-Kurve für die Elektrolyse von Natriumchloridlösung (c = 1 mol/L) an Nickelektroden

Dieser Versuch soll hier nur kurz ausgewertet werden. Es fällt auf, dass die Zersetzungsspannung mit ca. 1.5 V deutlich niedriger ist. An der Kathode ist wieder eine Gasentwicklung zu beobachten, an der Anode tritt sie jedoch nicht auf. Allerdings schien sich die Elektrode selbst zu verändern. Wir gaben einige Tropfen einer *Dimethyl*-Glyoxim-Lösung in den Anodenraum, und sofort bildeten sich an der Anode ein roter Niederschlag. Dieser Niederschlag ist ein Nachweis für Nickelionen, wodurch bewiesen war, dass sich die Nickelelektrode auflöste und insofern keine Chlorgasentwicklung auftrat.
Das Standardpotenzial für Nickel begträgt $Ni \rightarrow Ni^{2+} + 2\,e^-$ $U° = -0.23$ V.
Es ist daher anzunehmen, dass das Überpotenzial für die Wasserstoffabscheidung an den Nickelelektroden -1.3 V beträgt. Daraus ergibt sich die gemessene Zersetzungsspannung von -0.23 V –(-0.41 V – 1.3 V) = 1.48 V.



19 Bildung des Nickel-Dimethylglyoximkomplexes

2.2 Soda

2.2.1Verfahren zur Soda-Herstellung

Soda ist einer der bedeutendsten Chemie-Rohstoffe. Es wird u.a. für die Glasherstellung, für Waschmittel, für Farbstoffsynthesen, für die Medikamentenherstellung, als Feuerlöschpulver oder als Ausgangssubstanz für das Mineralfutter für Tiere verwendet.
Bis 1865 wurde Soda mit Hilfe des Leblanc-Verfahrens hergestellt, das 1791 von Nicolas Leblanc entwickelt worden war. Hierbei werden Natriumchlorid und Schwefelsäure zu Natriumsulfat ("Salzkuchen") und entweichendem Chlorwasserstoffgas umgesetzt. Der entstandene Salzkuchen wird mit Kalk und Kohle gemischt und gebrannt. Es findet eine Redoxreaktion statt, wobei die Kohle zu Kohlenstoffdioxid oxidiert und das Sulfat zu Sulfid reduziert wird. Die zurückbleibende schwarze Asche enthält Soda und Calciumsulfid. Da Soda im Gegensatz zu Calciumsulfid und Kalk wasserlöslich ist, kann es durch Auswaschen extrahiert werden. Durch Verdampfen des Wassers erhält man reines Soda. Nachteile dieses Verfahrens sind die Umweltschädlichkeit des Chlorwasserstoffgases und des bei der Verwitterung des Abfallproduktes Calciumsulfid freigesetzten Schwefelwasserstoffes. Außerdem werden große Mengen an Energie verbraucht.
Das von Ernst Solvay erfundene Ammoniak-Soda-Verfahren, auch Solvay-Verfahren genannt, wird seit 1865 anstelle des Leblanc-Verfahrens zur Soda-Herstellung genutzt. Durch die Reaktion von Natriumchlorid und Ammoniumhydrogencarbonat fällt das sehr schwer lösliche Salz, Natriumhydrogencarbonat, aus. Durch Glühen desselben entsteht Soda. Nachteile sind die großen Mengen an verbrauchtem Wasser und die große Abgabe von Calciumchlorid, das selten benötigt wird, ins Abwasser (pro Kilo Soda ungefähr ein Kilo Calciumchlorid). Ein Vorteil gegenüber dem Leblanc-Verfahren ist die geringere Umweltbelastung.

2.3 Modellexperiment zum Solvayverfahren[7]

Versuchsdurchführung: 110 mL einer gesättigten Natriumchloridlösung werden hergestellt. In einem Becherglas wird diese Lösung mit 40 Milliliter 25%iger Ammoniallösung gemischt. Diese Mischung wird in einem Standzylinder gegeben, der in ein Wasserbad gestellt wird. Über einen Sprudelstein wird Kohlenstoffdioxid durch die Lösung geleitet. Dabei wird die Temperatur durch Zugabe von Eis in das Wasserbad auf maximal 30°C begrenzt. Nach einiger Zeit fällt ein weißes Reaktionsprodukt aus, das abgenutscht und anschließend mit wenig Wasser gewaschen wird. Die Hälfte des Produktes wird im Trockenschrank 30 Minuten bei 90 °C getrocknet. Anschließend gibt man eine Probe des getrockneten und des nicht getrockneten Produktes in Wasser, das mit einigen Tropfen Phenolphthaleinlösung versetzt ist. Nur mit der getrockneten Probe tritt die für alkalische Lösungen typische rotviolette Verfärbung auf.

[7] Nach Tausch, von Wachtendonk; Chemie 2000+ Sekundarstufe II, Buchner-Verlag, Bamberg 2007

20: Oben links: Einleiten von Kohlendioxid, oben rechts: Ausfallen von Natriumhydrogencarbonat, unten links: Soda aus dem Trockenschrank, unten rechts: Phenolphthaleinlösung nach Sodazugabe

Deutung: Durch das Einleiten des Kohlenstoffdioxides bildet sich zunächst Ammoniumhydrogencarbonat (1). Mit den Natriumionen bilden die Hydrogencarbonationen einen schwer löslichen Niederschlag aus Natriumhydrogencarbonat. (2). Im Wärmeschrank wird daraus Soda (3).

(1) $NH_3(aq) + CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow NH_4^+{}_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)}$

(2) $HCO_3^-{}_{(aq)} + Na^+{}_{(aq)} \rightarrow NaHCO_{3(s)}$

(3) $2\ NaHCO_{3(s)} \rightarrow Na_2CO_{3(s)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$

3 Streusalz – des einen Freud, des anderen Leid

3.1 Salz lässt Eis schmelzen – Gefrierpunktserniedrigung durch Streusalz

Durchführung: zu jeweils 100 mL fein zerstoßenem Eis werden unterschiedliche Mengen Kochsalz gegeben. Die Temperaturentwicklung wird verfolgt.

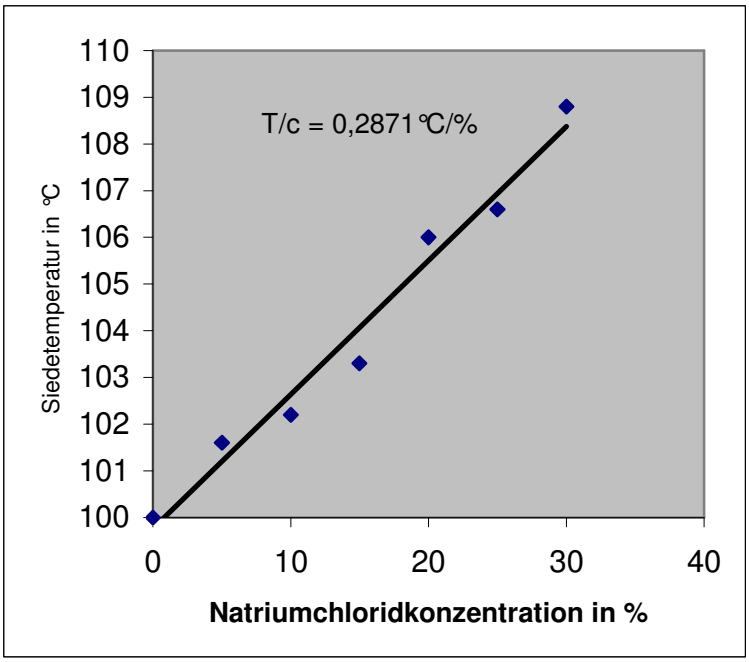
Masse Kochsalz in Gramm	T [°C]
0	-4
5	-8
10	-11
15	- 18
20	-19
25	-22
30	-19

Deutung: Salz bewirkt das Schmelzen des Eises. Da der Umgebung die Schmelzwärme entzogen wird, kühlt die Mischung ab. Die entstehende Salzlösung hat eine niedigere Schmelztemperatur. Dadurch gefriert die Salzlösung erst bei Temperaturen unter Null Grad Celsius, wenn viel Salz verwendet wird, erst bei – 22 °C.

3.1 Salz lässt Wasser bei höheren Temperaturen sieden

Durchführung: Es werden Lösungen mit unterschiedlichen Salzkonzentrationen hergestellt. Anschließend wird bis zum Sieden erhitzt und die Siedetemperatur notiert.

Salzkonzentration [%]	Sdt. [°C]
0	100,0
5	101,6
10	102,2
15	103,3
20	106,0
25	106,6
30	108,8

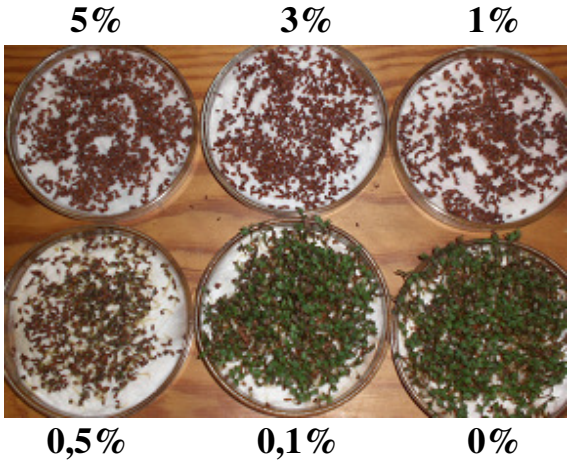


21: Siedetemperaturen von Kochsalzlösungen in Abhängigkeit von der Natriumchloridkonzentration

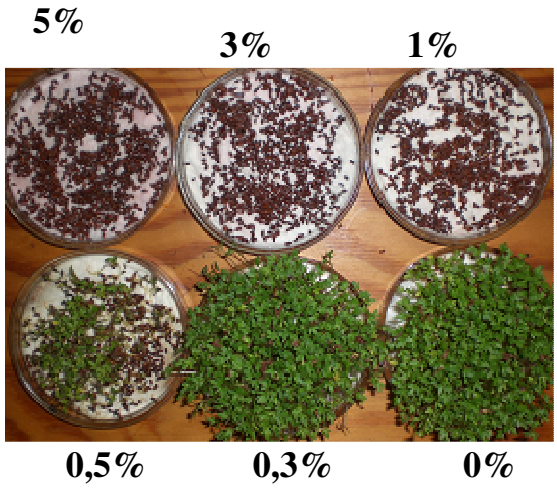
Ergebnis: Es fällt auf, dass die Siedetemperatur der Salzlösung proportional zur Salzkonzentration ansteigt.

3.2 Streusalz verursacht auch Schäden- (Streu)Salz und seine Auswirkung auf Pflanzen

Während der Vorbereitung für die Wettbewerbsarbeit entstand innerhalb der Gruppe die Frage, was eigentlich passiert, wenn die Pflanzenwelt mit zu hohen Salzkonzentrationen in Berührung kommt, wie zum Beispiel im Winter mit dem Streusalz. Nach Recherchen ergab sich, dass Salz enorme Schäden verursachen kann. Schon bei geringen Konzentrationen werden zunächst die jungen Wurzeln der Pflanze angegriffen und die Wasser- und Nährstoffaufnahme eingeschränkt oder gar verhindert. Dadurch kommt es zu Mangelerscheinungen, die Außenränder des Laubs oder der Nadeln beginnen abzusterben, sie verfärben sich bräunlich, ähnlich wie bei Trockenschäden. Den meisten Schaden tragen immergrüne Pflanzen davon, da ihre Wurzeln auch im Winter, zur Zeit des Streusalzeinsatzes, aktiv sind. Das Salz kann Schäden wie verzögerten Blattaustrieb im Frühjahr oder vorzeitigen Blattfall im Herbst nach sich ziehen. Bei jahrelanger Belastung des Bodens mit hohen Salzkonzentrationen kann dieser im Extremfall unfruchtbar werden.
Um experimentell zu erforschen, bei welcher Salzkonzentration die Pflanzen einen Schaden davontragen, führten wir folgenden Versuch durch:
Sechs Petrischalen wurden mit Watte ausgelegt und mit Kressesamen bestreut. Jede Schale wurde mit unterschiedlich konzentrierten Salzwasserlösungen gegossen (0%; 0,1%; 0,5%; 1%; 3%; 5%) und der Wachstumsverlauf beobachtet.



22 Drei Tage nach Anpflanzung:

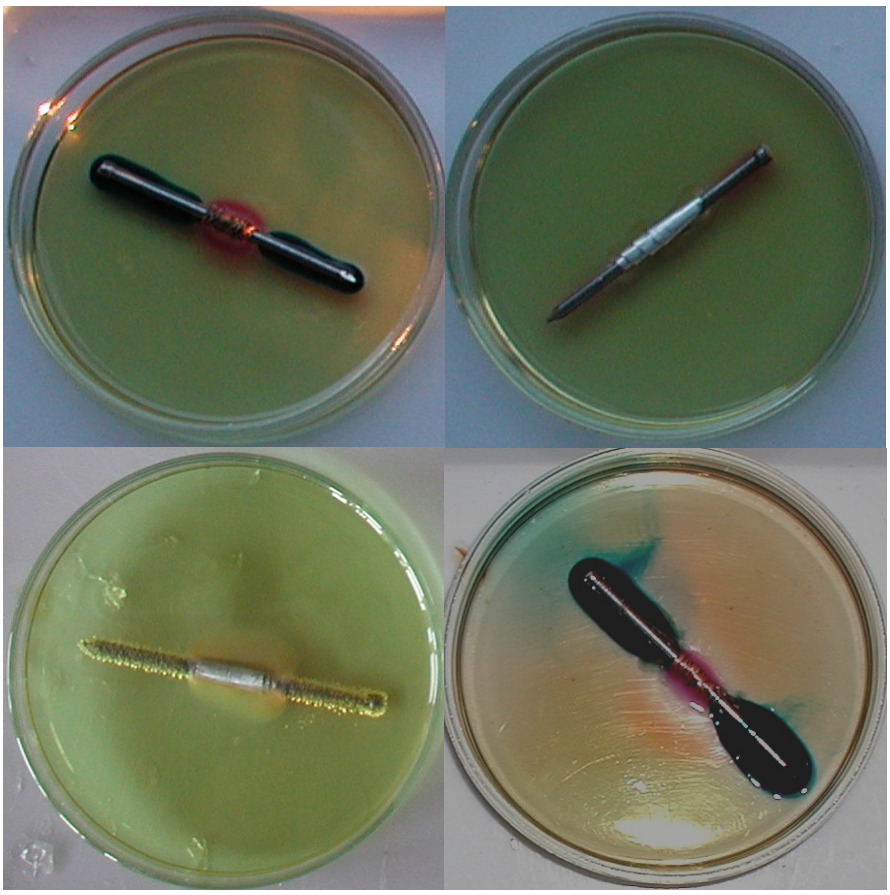


Sechs Tage nach Anpflanzung:

Wie zu sehen ist, wird der Wachstum der Kresse schon bei einer Konzentration von 0,3% eingeschränkt, bei 0,5%-Lösung war das Wachstum sehr spärlich. Bei höher konzentrierten Salzlösungen keimten die Samen nicht einmal mehr.

3.3.1 Streusalz und Korrosion

Duchführung: Eisennägel werden mit Kupferdraht bzw. mit Zinkblech umwickelt. Anschließend werden sie in langsam erstarrende Gelatine gelegt, die etwas Phenolphthalein und gelbes Blutlaugensalz enthält. Bei einer zweiten Versuchsserie enthält die Gelatine zusätzlich etwas Kochsalz.



23: Nägel in Gelatine, oben ohne, unten mit Salzzusatz

Beobachtung: Sind die Nägel mit Kupferdraht umwickelt färbt sich die Umgebung des Kupfers rot, die Umgebung des Nagels blau. Mit Salzzusatz sind die Verfärbungen intensiver. Sind die Nägel mit Zinkblech umwickelt, färbt sich die Umgebung des Nagels leicht rosa, die Umgebung des Zinkbleches wird – zumindest mit Salzzusatz – trübe.

Deutung: Es liegen Lokalelemente vor. Der Kontakt unterschiedlich edler Metalle fördert die Korrosion des unedlen Metalls. Eisen ist unedler als Kupfer. Die sich bildenden Eisenionen werden als Berliner Blau nachgewiesen. Die Korrosion erfolgt offenbar schneller, wenn sich Salz in der Gelatine befindet.Die Rotfäbung beruht darauf, dass am edleren Metall die Reduktion von Luftsauerstoff unter Bildung von Hydroxidionen erfolgt:

$$\mathbf{4\ e^- + O_{2(g)} + 2\ H_2O_{(l)} \rightarrow 4\ OH^-_{(aq)}}$$

Werden Eisennägel mit Zink umwickelt, ist Eisen das edlere Metall. Das Zinkblech wird oxidiert, und am Eisennagel findet die Oxidation von Luftsauerstoff statt. Die Gasentwicklung an dem Nagel im Bild links unten deutet darauf hin, dass dort statt der Reduktion von Luftsauerstoff die von Protonen erfolgt.

3.2.1 Auch Aluminium korrodiert durch Salz

Durchführung: Aluminiumstückchen werden mit Kupferdraht umwickelt und in Gelatine gelegt, die etwas Phenolphthalein enthält. In einer zweiten Serie wird de Gelatine zusätzlich Salz beigemischt.

24: Aluminiumstückchen links mit Kupfer umwickelt, unten mit Salzzusatz in Gelatine

Beobachtung: Nur im Ansatz links unten ist eine Veränderung festzustellen. Die Umgebung des Kupfers färbt sich rotviolett. Dies deutet darauf hin, dass sich ein Lokalelement bildet, bei dem am Kupfer Luftsauertsoff reduziert wird. Gleichzeitig wird das Aluminium oxidiert. Dies geschieht jedoch nur, wenn Kochsalz vorhanden ist.

Deutung: Das eigentlich sehr unedle Aluminium wird oberflächlich mit einer sehr dichten Schicht aus Aluminiumoxid überzogen, die es wirksam vor Korrosion schützt. Chloridionen lösen Aluminiumionen unter Bildung von Chlorokomplexen aus dieser Schicht. Dadurch wird blankes Aluminium freigelegt und die Oxidation des Aluminiums kann erfolgen.

Versuch: Aluminiumstückchen werden in Wasser und unterschiedlich konzentrierte Salzlösungen gegeben. Ein Aluminiumstück wird zusäzlich mit Kupferdraht umwickelt.

25: Aluminiumstückchen in vlnr: dest. Wasser, Salzlösungen 1%, 3%, 5%, mit Kupferdraht umwickelt in 1%iger Salzlösung

Beobachtung: Nach zwei Wochen hat sich das Aluminiumstückchen in dest. Wasser nicht verändert. In den Salzlösungen beginnen die Aluminiumstückchen an einigen Stellen etwas zu korrodieren, das mit Kupfer umwickelte Stückchen hat sich bereits völlig aufgelöst.

Deutung: Die Wirkung der Chloridionen wurde bereits beschrieben. Das Experiment macht deutlich, dass auch Aluminium „rosten“ kann, wenn Salz vorhanden ist. Besonders schnell geschieht das, wenn ein Lokalelement vorliegt. Wenn also im Winter Salz gestreut wird, sind Alufelgen und Aluräder gefährdet.

Versuch 3: Durchführung: In zwei Aluminiumtöpfchen wird Kupfersulfatlösung gefüllt. In eines der Töpfchen gibt man zusätzlich Salzsäure.

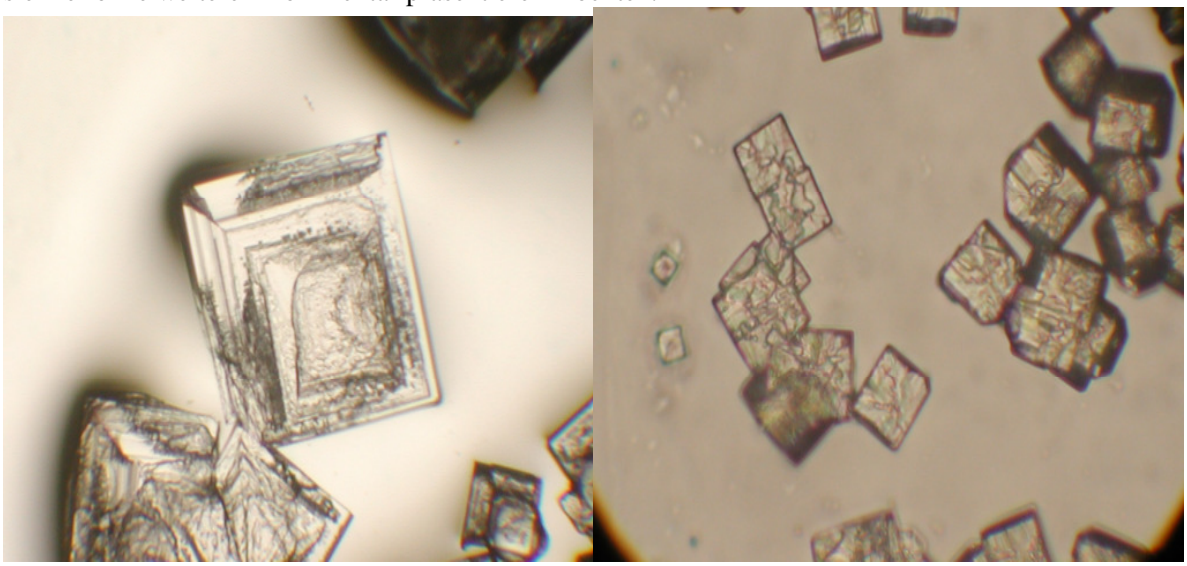
26: Aluschälchen mit Kupfersulfatlösung und Salzsäure bzw. nur mit Kupfersulfatlösung einige Minuten (links) und einen Tag nach Versuchsbeginn.

Beobachtung: Bei Anwesenheit von Kupfersulfatlösung und Salzsäure findet eine sehr heftige Reaktion statt, bei der das Aluschälchen völlig zerstört wird.

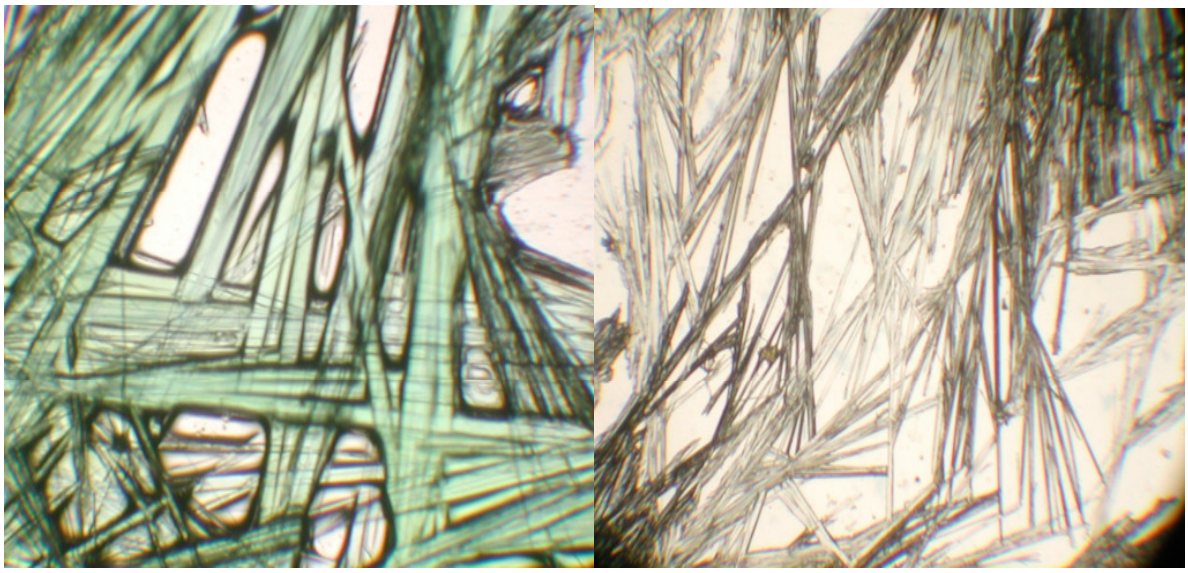
Deutung: Die Chloridionen der Salzsäure greifen die Aluminiumoxid-Schutzschicht an. Bei der Reaktion mit Kupferionen scheidet sich elementares Kupfer auf dem blanken Aluminium ab. Dadurch bildet sich ein Lokalelement. Unter den gegebenen sauren Bedingungen werden am Kupfer Protonen zu Wasserstoff reduziert und das Aluminium wird sehr schnell oxidiert.

4 Salz – Schönheit der Kristalle

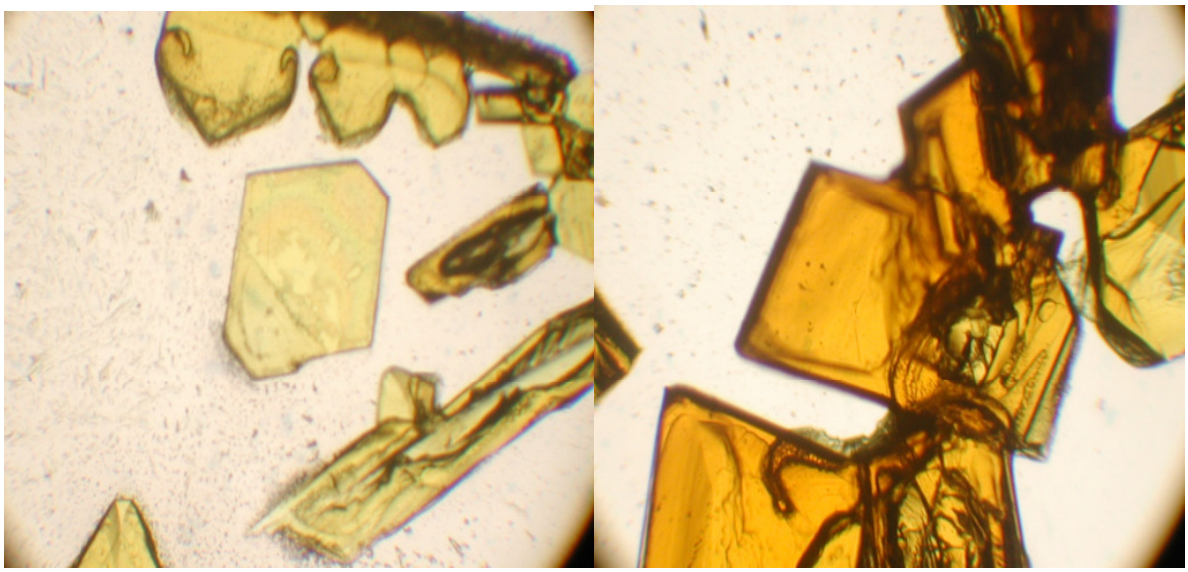
Unser ursprüngliches Ziel war, durch Analyse der Kristallformen die Zusammensetzung von Speisesalz mikroskopisch zu ermitteln. Das klappte zwar nicht – wir sahen immer ausschließlich die kubischen Natriumchloridkristalle – aber die Fotos, die wir von den Reinsubstanzen erhielten, waren so schön, dass wir sie hier ohne weiteren Kommentar präsentieren möchten.



27. Natriumchlorid



28: Kaliumiodat



29: Gelbes Blutlaugensalz

Schlussbetrachtung: Uns war bewusst, dass wir ein sehr umfangreiches Thema exemplarisch bearbeiten wollten. Auch vorher war uns bekannt, dass das Salz ein wichtiger Stoff ist. Wie zentral jedoch seine Bedeutung nicht nur bei der Ernährung, sondern auch in vielen anderen Anwendungsfeldern ist, wurde bei der Beschäftigung mit der Thematik deutlich. Bereits das zuerst und ausführlich behandelte Gebiet, in dem es um die Zusammensetzung des Speisesalzes ging, entpuppte sich als so ergiebig, dass für die anderen Gebiete tatsächlich eine eher exemplarische Vorgehensweise unausweichlich war. Eigentlich schade, dass wir nicht mehr der von uns durchgeführten Experimente hier beschreiben konnten. Viel gelernt – über das Salz und über chemische Analytik – haben wir aber auf alle Fälle, und Spaß gemacht hat`s auch.

Folgende Schülerinnen waren an der Erstellung der Wettbewerbsarbeit beteiligt:

Valerie	Beckmann
Sandra	Brackland
Anne	Bröring
Linda	Freitag
Amelie	Hoffmann
Louisa	Kolbeck
Natascha	Kramer
Verena	Krause
Vera	Lameyer
Katja	Marzinowski
Lena	Olbrich
Verena	Schlarmann
Sophia	Schraad
Lena Margitta	Schumann
Anna Theda	Siemon
Vanessa	Stoek
Fenja	Stolle
Melanie	Straßburg
Michaela	Thamm
Jana	Varwig

Fachlehrer:

Martin Ratermann
Liebfrauenschule Vechta
Marienstr. 4
49377 Vechta