

## Alkali- und Erdalkalimetalle und ihre Verbindungen

### 1. Zur Einführung

Die Metalle der ersten (Alkalimetalle) und zweiten Hauptgruppe (Erdalkalimetalle) des Periodensystems sind sehr reaktive Stoffe, deren Verbindungen wichtige Grundstoffe für die chemische Industrie sind und uns auch aus dem Alltag vertraut sind, z.B. Natriumchlorid (Kochsalz) und Kaliumchlorid (Diätsalz).

Natriumchlorid findet sich in großen Lagerstätten als Steinsalz (**Abbildung 1**) oder in Salzseen. Viele Stadtnamen rühren vom Salzbergbau her, z.B. Bad Reichenhall und Hallstadt.



Abbildung 1: Steinsalz aus dem Bergwerk Stetten bei Haigerloch.

Da das Kochsalz unverzichtbarer Bestandteil unserer Nahrung ist, war es in früheren Jahrhunderten ein wertvolles Handelsgut und wurde auch als „weißes Gold“ bezeichnet. Der Brauch, neuen Nachbarn als Willkommensgruß Brot und Salz zu bringen und sprachliche Wendungen und Vergleiche wie „Das ist das Salz in der Suppe“ oder „Ihr seid das Salz der Erde“ zeigen seine herausragende kulturgeschichtliche Bedeutung.

Auch für die Wissenschaft Chemie waren (und sind) Alkalimetallverbindungen sehr bedeutsam. Ein Blick in die Geschichte zeigt, dass das Element Natrium durch die Zersetzung von geschmolzenen Natriumsalzen mit Hilfe von elektrischem Strom gefunden wurde. Es scheidet sich aus einer solchen Schmelze am Minuspol ab. Mit dieser Methode, die auch als Schmelzflusselektrolyse bezeichnet wird, wurden einige neue Elemente entdeckt (u.a. Kalium; Humphrey Davy 1807).

Die Verwendung des elektrischen Stromes zur Zerlegung von Verbindungen war eine wichtige Entwicklung in der Frühzeit der Chemie. Man konnte sich so erstmals eine Vorstellung vom Aufbau der Stoffe und dem Geschehen bei ihrer Reaktion machen. Heute weiß man, dass bei der Reaktion von Chlor mit Natrium Elektronen von den Natriumatomen zu den Chloratomen übergehen, so dass elektrisch geladene Teilchen (= Ionen, ionos = geladen) entstehen. Aufgrund der großen Anziehungskräfte zwischen den positiv geladenen Natrium-Ionen ( $\text{Na}^+$ ) und den negativ geladenen Chlorid-Ionen ( $\text{Cl}^-$ ) entsteht ein fester Stoff- das Natriumchlorid. Bei der Zersetzung einer Schmelze von Natriumchlorid wird durch die Wärme die regelmäßige Zusammenlagerung der Natrium- und Chlorid-Ionen zerstört. Am Pluspol wird den Chlorid-Ionen ein Elektron entzogen und es entsteht Chlor. Am Minuspol dagegen erhalten die positiven Natrium-Ionen ein Elektron und es entsteht das metallische Natrium.

Im Praktikum wird Kochsalz aus den Elementen Chlor und Natrium hergestellt (**Versuch 2.6, Abbildung 2**). Chlor ist ein grünes Gas (chloros = grün), das zu der Gruppe der Halogene (= Salzbildner) gehört. Es reagiert mit dem Metall Natrium sehr heftig, wobei der weiße Feststoff Natriumchlorid entsteht.

Löst man ein Salz wie Natriumchlorid in Wasser, so zerfällt es –ähnlich wie in der Schmelze- in seine Ionen  $\text{Cl}^-$  und  $\text{Na}^+$ . Mit Hilfe des elektrischen Stromes kann man daher aus solchen Lösungen die Halogene (Chlor aus Chloriden, Brom aus Bromiden, usw.) freisetzen. Das wird in den **Versuchen 2.2-4** gezeigt.

Die Metalle lassen sich so aber nicht gewinnen- die Ursache dafür ist kompliziert und kann hier nicht erklärt werden (es entsteht jeweils Wasserstoff am Minuspol).

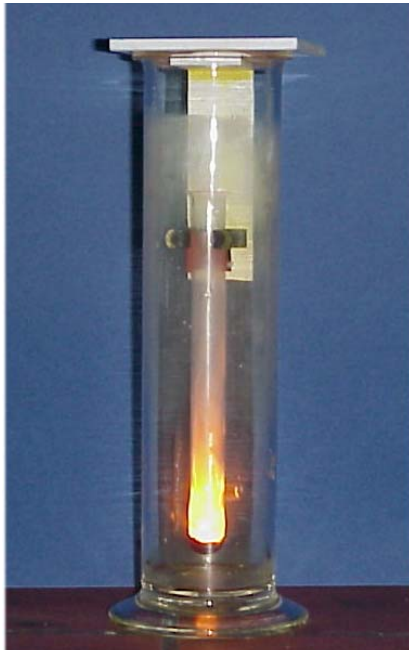


Abbildung 2: Reaktion der Elemente Natrium und Chlor. Der weiße Rauch im oberen Teil des Standzylinders ist das Reaktionsprodukt Natriumchlorid.

Das Natriumchlorid ist Ausgangsstoff für andere wichtige Verbindungen, wie z.B. Soda, Natriumhydroxid, Chlor und Chlorwasserstoff (der in Wasser eingeleitet Salzsäure ergibt).

Soda (Natriumcarbonat  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) ist eines der bedeutendsten Industrieprodukte, da es unter anderem zur Glas- und Waschmittelherstellung dient. Die Herstellung von Glasperlen wird in **Versuch 2.7** gezeigt (**Abbildung 3**).

Natriumhydroxid ergibt mit Wasser eine alkalische Lösung. Es wird bei der Aluminium- und Papierherstellung gebraucht. Im Labor kann man es durch die Reaktion des Elementes Natrium mit Wasser herstellen. In analoger Weise ergeben auch Lithium und Kalium - zwei weitere Vertreter der Alkalimetalle - mit Wasser Lithium-, bzw. Kaliumhydroxid. Die Reaktionen sind sehr eindrucksvoll und werden im **Versuch 2.5** durchgeführt. Manche Abflussreiniger enthalten Natriumhydroxid und Aluminiumstückchen, die mit Wasser heftig reagieren und durch die Freisetzung von Wasserstoff und großen Wärmemengen hartnäckigen Schmutz beseitigen können.

Die Erdalkalimetalle haben - darauf deutet schon ihr Name hin - ähnliche Eigenschaften und bilden ähnliche Verbindungen wie die Alkalimetalle. Von besonderer Bedeutung ist das Calciumcarbonat (Kalk), das in der Natur in Schneckenhäusern, Korallenriffen und ganzen Gebirgen, wie etwa den Kalkalpen oder - vor unserer Haustür - der Schwäbischen Alb vorkommt.

Die Verbindungen beider Gruppen (Alkali- und Erdalkalimetallen) weisen eine Besonderheit auf, die nützlich für ihre Identifizierung ist: Sie ergeben intensive Flammenfärbungen (**Versuch 2.1**). Diese Effekte werden für die Herstellung von Feuerwerkskörpern und bengalischen Feuern benutzt.

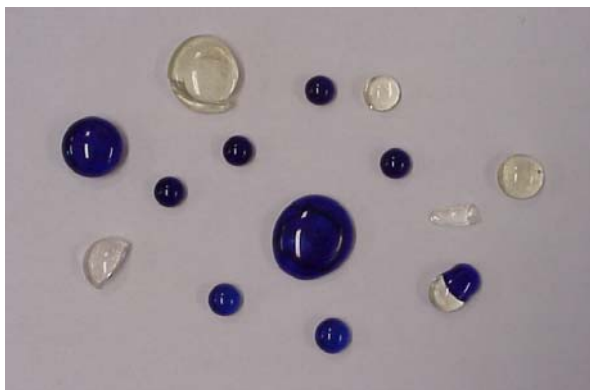


Abbildung 3: Glasperlen aus sodahaltigem Borosilikatglas.

## 2. Die Experimente-von Katrin Städele



### 2.1 Flammenfärbung

- Geräte: Magnesiastäbchen, 5 Reagenzgläser, Reagenzglasständer
- Chemikalien: Natriumchlorid (NaCl), Kaliumbromid (KBr), Lithiumcarbonat ( $\text{Li}_2\text{CO}_3$ ), Calciumcarbonat ( $\text{CaCO}_3$ ), Bariumsulfat ( $\text{BaSO}_4$ )
- Durchführung: Gib in ein Reagenzglas je eine Spatelspitze des zu untersuchenden Salzes.  
(Tipp: Stelle die Behälter der Salze in der gleichen Reihenfolge auf, damit du immer weißt, in welchem Reagenzglas sich welches Salz befindet.)  
Gib nun überall destilliertes Wasser ( $\text{H}_2\text{O}_{\text{dest.}}$ ) zu (3 cm hoch) und schüttle gut durch.  
Tauche nun ein vorher ausgeglühtes Magnesiastäbchen in die jeweilige Lösung ein und halte es dann an die Spitze des blauen inneren Kegels der Bunsenbrennerflamme.
- Beobachtung: Natrium färbt die Flamme .....  
Kalium färbt die Flamme .....  
Lithium färbt die Flamme .....  
Calcium färbt die Flamme .....  
Barium färbt die Flamme .....

### 2.2 Nachweis von Chlorid – Ionen im Kochsalz

- Geräte: Reagenzgläser
- Chemikalien: Benutze die im **Versuch 2.1** hergestellte Lösung von Natriumchlorid (NaCl), Silbernitratlösung ( $\text{AgNO}_3$ ), Salpetersäure ( $\text{HNO}_3$ ),
- Achtung:**  $\text{AgNO}_3$  ist ätzend und umweltgefährlich  
 $\text{HNO}_3$  ist ätzend
- Durchführung: Gib zur Natriumchloridlösung zuerst einige Tropfen der Salpetersäure und dann einige Tropfen der Silbernitratlösung.

**2.3 Elektrolyse einer**      **a) Natriumchloridlösung (NaCl)**  
   **b) Kaliumbromidlösung (KBr)**  
   **c) Kaliumiodidlösung (KI)**

Geräte: Hoffmann'scher Apparat, 2 Graphitelektroden, Spannungsquelle, 300 mL Becherglas, 2 250 mL Bechergläser, 2 Kabel, Lochbrett für Elektroden

Chemikalien: 500 mL Natriumchloridlösung, 250 mL Kaliumbromidlösung, 250 mL Kaliumiodidlösung, Kaliumbromidlösung aus Versuch 1, Eosinlösung, Stärkelösung

Teil a)

Durchführung: Die beiden Elektroden werden mit je einem Kabel verbunden und am Hoffmann'schen Apparat gut befestigt. Dieser wird anschließend mit der Natriumchloridlösung vollständig gefüllt. Stülpe nun über den von Dir aus gesehenen linken Glashahn ein Reagenzglas und verbinde die Elektrode dieser Seite mit dem **Plus**-Pol der Spannungsquelle. Die zweite Elektrode wird folglich mit dem **Minus**-Pol der Spannungsquelle verbunden. Überprüfe, ob beide Hähne geschlossen sind!  
Die Spannungsquelle kann nun eingeschaltet werden.

**Achtung:** Chlor ist giftig, reizend und umweltgefährlich!

Nachweis: Das entstandene Chlorgas kann mit einer Kaliumbromidlösung nachgewiesen werden: die Lösung färbt sich durch Brom braun.

**Für die Stoffgruppe der Halogene gilt:**

Fluor verdrängt Chlor aus seiner Verbindung  
Chlor verdrängt Brom aus seiner Verbindung  
Brom verdrängt Iod aus seiner Verbindung

Teil b)

Durchführung: Zur Kaliumbromidlösung gibt man einige mL Eosinlösung. Lege den Elektrodenhalter auf das Becherglas mit der Kaliumbromidlösung und stecke die Elektroden in die vorgesehenen Bohrungen. Schließe nun die Elektroden an die Spannungsquelle an und schalte diese ein.

**Achtung:** Brom ist sehr giftig, ätzend und umweltgefährlich.

Nachweis: Brom ist in der Lage, eine rosa-farbene Eosinlösung zu entfärben.

Teil c)

Durchführung: Führe die Elektrolyse der Kaliumiodidlösung entsprechend Versuch 2 durch.

**Achtung:** Jod ist gesundheitsschädlich und umweltgefährlich.

Nachweis: Jod kann man mit Stärke nachweisen. Die Stärkelösung muss zuerst über dem Bunsenbrenner solange erhitzt werden bis sie „klar“ ist. Gib nun 2 – 3 Tropfen der Stärkelösung in das Becherglas zu dem „Jod – Wasser“.  
Die Lösung färbt sich charakteristisch tief blau.

## 2.4 Stärkenachweis in einer Kartoffel

- Geräte: 2 Platinelektroden, eine aufgeschnittene, mit Kaliumiodid bestrichene Kartoffel
- Chemikalien: Kaliumjodid
- Durchführung: Stecke eine Elektrode in die Kartoffel. Schließe diese an den **Minus**-Pol der Spannungsquelle an. Die zweite Elektrode wird am **Plus**-Pol angeschlossen.  
Streiche mit dieser Elektrode vorsichtig über die mit Kaliumjodid präparierte Oberfläche der Kartoffel.

## 2.5 Reaktion der Alkalimetalle mit Wasser

- Geräte: 3 1 L Bechergläser, 3 Filterpapier groß, Bromthymolblau, Messer, große und kleine Pinzette
- Chemikalien: Lithium (Li), Natrium (Na), Kalium(K)
- Achtung:** Lithium, Natrium und Kalium sind leichtentzündlich und ätzend.
- Durchführung: Gib in die großen 1 L Bechergläser je ein in Bromthymolblau getränktes Filterpapier.  
Dann müssen zuerst die Metalle von ihrer Oxidschicht befreit werden. Diese kann man einfach mit einem Messer abschneiden.
- Vorsicht!** Unbedingt Handschuhe tragen und das Metall nur mit der Pinzette berühren. Außerdem ist darauf zu achten, dass die Unterlage, auf der geschnitten wird, trocken ist! Am besten 2 – 3 Lagen Papier als Unterlage verwenden.
- Das Natrium und das Kalium werden vom Betreuer zurechtgeschnitten!**  
Das zurechtgeschnittene Metallstück wird nun vorsichtig mit der Pinzette ins Becherglas gegeben.

## 2. 6 Reaktion von Alkali- und Erdalkalimetallen mit Halogenen

### a) Die Reaktion von Natrium mit Chlor

- Geräte: Standzylinder, Reagenzglas mit Loch mit geeigneter Halterung, Apparatur für die Chlorherstellung, Messer, Pinzette
- Chemikalien: Natrium, Chlorid, Kaliumpermanganat, konzentrierte Salzsäure, Natriumsulfit (für Chlorüberstand), Ethanol (für die Entsorgung von Natrium)
- Durchführung: **Dieser Versuch wird vom Betreuer durchgeführt!**  
Das Natrium wird im Reagenzglas mit Loch (samt Halterung) geschmolzen und zum Glühen gebracht. Dann führt man die Halterung in den mit Chlor gefüllten Standzylinder ein.
- Beobachtung: Die Elemente Natrium und Chlor reagieren sehr heftig unter Aussendung von sehr grellem orangefarbenen Licht miteinander.  
Es entsteht Natriumchlorid.

b) Die Reaktion von Magnesium mit Jod

Geräte: Reagenzglas, Mörser und Pistill, Pasteur-Pipette mit Hütchen

Chemikalien: Magnesium, Jod

Durchführung: Gib in die Reibschale 2 Spatel Magnesium und etwa die doppelte Menge Jod und vermische und zerreibe die beiden Stoffe gut miteinander. Gib nun ein bisschen der Jod/Magnesium-Mischung in ein Reagenzglas. Mit einer Pipette werden dann 1 – 2 Tropfen destilliertes Wasser zugegeben.

Beobachtung: Magnesium und Jod reagieren unter katalytischer Wirkung von Wasser sehr heftig miteinander. Es entsteht ein Salz: Magnesiumjodid.

### **2.7 Herstellung von Glasperlen**

Geräte: Waage, Simon-Müller-Ofen (bis 1000 °C), Tiegelzange, Korund-Tiegel, Spatel, Mörser und Pistill

Chemikalien: Borsäure, Quarzsand, Calciumcarbonat, Natriumcarbonat, Lithiumcarbonat; Cobalt(II)oxid

Durchführung: Wiege 10,6 g Borsäure, 1 g Quarzsand, 1,7 g Calciumcarbonat, 1,8 g Natriumcarbonat und 2,5 g Lithiumcarbonat ab und gib die Stoffe in den Mörser. Nachdem sie gründlich vermischt wurden, füllt man sie in den Korund-Tiegel. Der Tiegel wird mit einer Tiegelzange in den 950 °C heißen Ofen gestellt. Nach ca. 20 min ist der Inhalt zusammengeschmolzen. Man nimmt den Tiegel heraus und leert die Schmelze auf eine Steinunterlage.

Blaue Glasperlen erhält man, wenn man dem Gemisch vor der Reaktion eine Spatelspitze Cobalt(II)oxid zugibt.

Beobachtung: Das Gemisch schäumt nach kurzer Zeit im Ofen auf. Das liegt an der Zersetzung der Carbonate, bei der Kohlenstoffdioxid frei wird. Im Laufe der Reaktion erhält man eine glühende Schmelze, die beim Abkühlen zu einer glasigen Masse erstarrt.

**Achtung beim Umgang mit dem heißen Ofen!**