

Philipps-Universität Marburg
Fachbereich Chemie
Übungen im Experimentalvortrag
Leitung: Prof. Dr. Neumüller, Dr. Reiß
SS 09

Experimentalvortrag AC

Reaktionen mit elementarem Natrium

am 08.07.09 in Marburg

Verfasst von:

Anna-Lena Eicke

Anna-Lena.Eicke@web.de

Inhaltsverzeichnis

1	<i>Einleitung</i>	3
2	<i>Natriumvorkommen und Entdeckung</i>	3
2.1	Natriumvorkommen	3
2.2	Entdeckung	4
2.2.1	Versuch 1: Synthese von elementarem Natrium	5
3	<i>Industrielle Herstellung</i>	8
4	<i>Eigenschaften</i>	10
4.1	Physikalische Eigenschaften	10
4.2	Chemische Eigenschaften	11
4.2.1	Demonstration 1: Natrium schneiden & Autoxidation.....	11
4.2.2	Versuch 2: Reaktion von Natrium mit Wasser und Ethanol.....	14
4.2.3	Versuch 3: Löslichkeit von Natrium in flüssigem Ammoniak	18
4.2.4	Versuch 4: Verbrennung von Natrium	21
4.2.5	Versuch 5: Reaktion von Natrium mit Wasserstoffperoxid	25
4.3	Zusammenfassung der Eigenschaften	28
5	<i>Wichtige Natriumverbindungen: Natriumchlorid</i>	28
5.1.1	Demonstration 2: Synthese von Natriumchlorid aus den Elementen	29
6	<i>Verwendung</i>	33
7	<i>Schulrelevanz</i>	35
	<i>Literatur-, Abbildungs- und Versuchsverzeichnis</i>	37

1 Einleitung

Dieser Experimentalvortrag widmet sich dem Element Natrium. Es ist wohl eines der bekanntesten Metalle und bringt fast jeden zum Staunen, der es zum ersten Mal zu sehen bekommt. Während die Metalle meistens mit den Eigenschaften „hart und steif“ in Berührung gebracht werden, kann man das Natrium schon mit einem stumpfen Messer zerschneiden. Im Verlauf werden zuerst die Natriumvorkommen und die Entdeckung des elementaren Natriums vorgestellt. Schwerpunktmäßig werden anschließend die Eigenschaften dieses Metalls untersucht. Am Ende erfolgt noch ein kurzer Ausblick auf die wichtigsten Natriumverbindungen, die Verwendung des Natriums in der Industrie und die Schulrelevanz.

2 Natriumvorkommen und Entdeckung

2.1 Natriumvorkommen

Natrium ist das sechst-häufigste Element in der Erdkruste. Es tritt in der Natur allerdings nicht elementar, sondern nur in gebundener Form auf. Dies lässt sich dadurch erklären, dass Natrium nur ein Elektron in der Außenschale hat und dieses sehr bereitwillig abgibt, um die Edelgaskonfiguration zu erhalten. Die erste Ionisierungsenergie ist somit sehr gering, wodurch die hohe Reaktivität zustande kommt.

Auf der Erde gibt es verschiedene Lagerstätten, die Natrium in den folgenden Verbindungen enthalten:

- Steinsalz (Natriumchlorid)
- Soda (Natriumcarbonat)
- Chilesalpeter (Natriumnitrat, das Natriumsalz der Salpetersäure. Hauptfundort in Chile)
- Glaubersalz (Natriumsulfat, das Natriumsalz der Schwefelsäure. Nach seinem Entdecker Johann Rudolf Glauber benannt.)

Neben den festen Natriumchlorid-Lagerstätten gibt es im Meerwasser außerdem gelöstes Natriumchlorid. Da ca. 71 % der Erde mit Wasser bedeckt sind und das Meerwasser durchschnittlich 3,5 %¹ Natriumchlorid enthält, sind die Vorkommen an Natriumchlorid in gelöster Form ca. zehnmal so groß wie die festen Vorkommen.

Des Weiteren gibt es zahlreiche Mineralien, die Natrium enthalten, wie z.B. Albit ($\text{Na}[\text{AlSi}_3\text{O}_8]$). Vergleicht man die Natrium-Mineralien mit den Kalium-Mineralien, so fällt auf, dass sich erstere in Wasser weitaus besser lösen. Dies ist der Grund, warum die Lebewesen auf der Erde, die ihren Ursprung im Meer haben, in größerem Maße auf Natrium angewiesen sind als Pflanzen. Die auf dem Festland wachsenden Pflanzen brauchen vermehrt Kalium, welches sich in den Gesteinen befindet.

2.2 Entdeckung

Die Entdeckung des Natriums hat eine lange Geschichte. Schon die alten Ägypter um 2500 v. Chr. kannten das Kochsalz als Gewürz und Soda als Wasch- und Reinigungsmittel.

Erst 1737 stellte Duhamel du Monceau fest, dass Kochsalz, Glaubersalz und Soda eine gemeinsame Basis haben. Er konnte nämlich sowohl aus Kochsalz, als auch aus Soda Glaubersalz herstellen. 1759 schaffte es schließlich Andreas Sigismund Marggraf zu beweisen, dass Soda und Pottasche (Kaliumcarbonat) verschiedene Basen enthalten. Diese beiden Verbindungen kannten die Alchemisten bis dahin unter dem Namen „Natron“. Heute versteht man unter dem Begriff „Natron“ Natriumhydrogencarbonat.

Im Jahre 1806 konnte schließlich Sir Humphrey Davy, durch eine Elektrolyse von Natriumhydroxid, Natrium zum ersten Mal herstellen. Nun war es ihm vorbehalten dem Element einen Namen zu geben. Er entschied sich für „Sodium“, welches ins Deutsche mit „Natronium“ übersetzt wurde und sich schließlich zu „Natrium“ entwickelte. Das Elementsymbol „Na“ ist auf den alchemistischen Begriff „Natron“ zurückzuführen.

¹ Literatur: Universität Bremen, Institut für Umweltverfahrenstechnik, Wasser Wissen, Das Internetportal für Wasser und Abwasser, Meerwasser, <http://www.wasser-wissen.de/abwasserlexikon/m/meerwasser.htm> (letzter Zugriff: 10.7.09, 16:31 Uhr)

2.2.1 Versuch 1: Synthese von elementarem Natrium

1. Zeitbedarf

Vorbereitung: 10 min

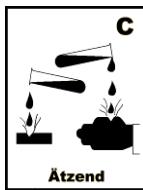
Durchführung: 15 min

Nachbereitung: 15 min

2. Chemikalien

Name	Summenformel	Gefahrensymbol	R-Sätze	S-Sätze	Smp./Sdp.	Einsatz in der Schule
Natriumhydroxid	NaOH	C	35	1/2-26-37/39-45	318 °C	Sek. 1

Gefahrensymbole



3. Materialien/Geräte

Dreifuß, Drahtnetz, Spiegelbrenner, Tiegel, Stativmaterial, 2 Krokodilklemmen, 2 Kupfer-Elektroden, 2 Strippen, Gleichspannungsquelle

4. Versuchsaufbau

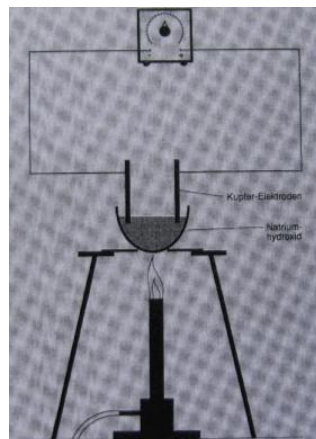


Abb. 1: Versuchsaufbau zur Elektrolyse

5. Versuchsdurchführung

Man baut die Apparatur gemäß Abbildung 1 auf. Dabei ist darauf zu achten, dass die Elektroden möglichst weit in den Tiegel hineinragen, ohne diesen jedoch zu berühren. Anschließend gibt man so viele, möglichst wasserfreie, Natriumhydroxid-Plätzchen in den Tiegel, bis die Elektroden deutlich von Natriumhydroxid umgeben sind. Nun wird der Spiegelbrenner (alternativ kann auch ein Bunsenbrenner verwendet werden) eingeschaltet. Sobald das Natriumhydroxid geschmolzen ist, wird die Gleichspannungsquelle eingeschaltet.

6. Beobachtung

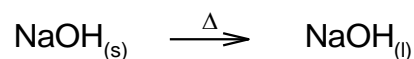
Nach ca. 10 min. ist das Natriumhydroxid geschmolzen. Es befindet sich eine weiße dickflüssige Masse im Tiegel. Nach Einschalten der Gleichspannungsquelle färbt sich die Masse um die eine Elektrode leicht grün. Nach weiteren ca. 3 min. scheiden sich an dieser Elektrode kleine Teilchen ab, die sofort in einer Art Funkensprühen verbrennen.

7. Entsorgung

Die nach dem Erkalten wieder erstarrte Masse wird aus dem Tiegel mit Wasser ausgewaschen (evt. ausgekocht) und neutral im Abguss entsorgt.

8. Fachliche Analyse

Der Schmelzpunkt von Natriumhydroxid liegt bei 318 °C. Die Nutzung des Spiegelbrenners bietet den Vorteil, dass nicht mit einer offenen Flamme wie beim Bunsenbrenner gearbeitet werden muss. Im ersten Schritt wird aus dem festen flüssiges Natriumhydroxid:

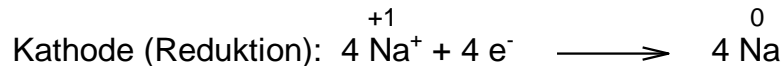


Beim Einschalten der Gleichspannungsquelle wird Strom durch das geschmolzene Natriumhydroxid geleitet, welches hier als Elektrolyt wirkt und dabei chemisch umgewandelt wird. Dadurch wird außerdem elektrische Energie in chemische Energie umgewandelt. Entstehende Anionen wandern dabei zur Anode und werden dort oxidiert, Kationen hingegen wandern zur Kathode und werden dort reduziert.

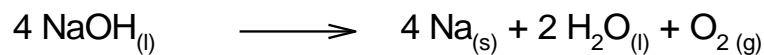
Im flüssigen Natriumhydroxid befinden sich Na^+ -Ionen und OH^- -Ionen. Die OH^- -Ionen wandern also zu Anode und werden hier unter Abgabe von Elektronen oxidiert:



Die Na^+ -Ionen wandern zur Kathode und werden hier unter Aufnahme der Elektronen, die an der Anode frei werden, reduziert:



Die Gesamtreaktion lautet somit:



Das sich an der Kathode abscheidende Natrium kann im Tiegel gut beobachtet werden. Da im Tiegel allerdings Temperaturen von über 318 °C herrschen, um das Natriumhydroxid zu schmelzen, und die Zündtemperatur von elementarem Natrium bei 115 °C liegt, entzündet sich das entstehende Natrium sofort und wird als Funkensprühen wahrgenommen. Außerdem wird das Natrium durch das an der Kathode gebildete Wasser oxidiert. Die in diesem Versuch vorgestellte Elektrolyse von Natriumhydroxid wurde auch im Industriemaßstab, in der Castner-Zelle durchgeführt (Abb. 2). Diese besteht aus einem zylindrischen Eisengefäß (Fassungsvermögen: ca. 500 kg) in das eine Kupfer-Kathode eingelassen ist, welche sich nach oben hin verdickt. Als Anode dient ein Nickelzylinder, der die Kathode umgibt. Kathoden- und Anodenraum werden durch einen Eisendrahtnetzzyylinder, der als Diaphragma dient, voneinander getrennt. Somit werden die Entstehungsprodukte der Kathodenreaktion von denen der Anodenreaktion ferngehalten und können nicht miteinander reagieren. Der Eisendrahtnetzzyylinder hängt an einer Sammelglocke, in der das an der Kathode gebildete Natrium aufsteigen und schließlich abgeschöpft werden kann.

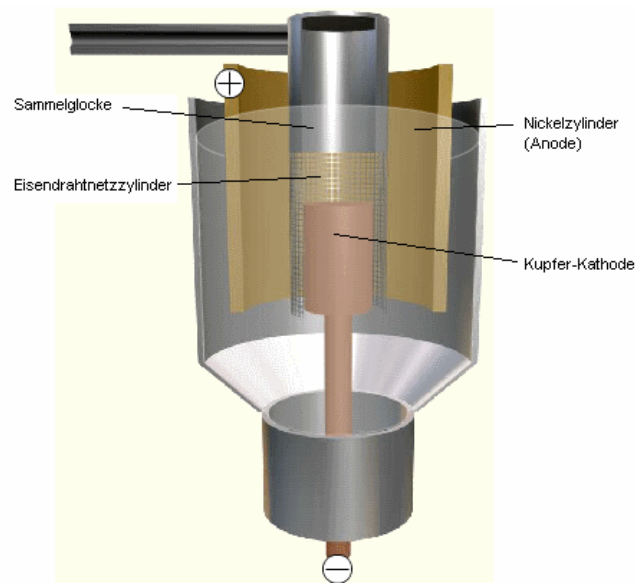
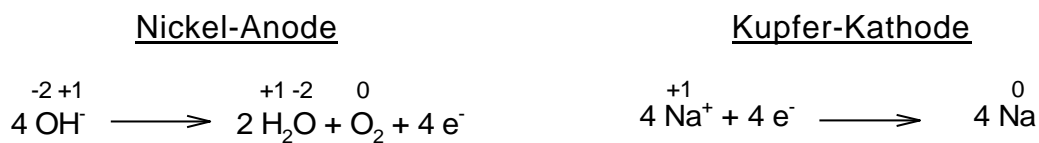


Abb. 2: Castner-Zelle

Die hier ablaufenden Reaktionen sind analog zu denen, die in Versuch 1 vorgestellt wurden:



3 Industrielle Herstellung

Die Natrium-Gewinnung aus Natriumhydroxid ist sehr energieaufwändig, weil durch die Chloralkali-Elektrolyse zuerst Natriumhydroxid aus Natriumchlorid gewonnen werden muss. Rechnet man diesen Schritt mit ein, so beträgt der Energieaufwand für ein Kilogramm Natrium 18 kWh. Der Vorteil des Castner-Verfahrens ist der geringe Schmelzpunkt des Natriumhydroxids (318 °C). Dadurch kann die Elektrolyse bereits bei 330 °C durchgeführt werden.

Der Schmelzpunkt von Natriumchlorid hingegen liegt bei 808 °C, worin die größte Schwierigkeit bei der Herstellung von Natrium aus Natriumchlorid liegt. Die Castner-Zelle wurde modifiziert, bis schließlich die amerikanische Firma

Roessler & Hasslacher die Downs-Zelle vorstellte, in der die entscheidende Änderung gegenüber der Castner-Zelle darin bestand, dass Kathode und Anode umgekehrt wurden. So konnte man direkt aus Natriumchlorid elementares Natrium herstellen. Durch das heutige Downs-Verfahren wird für die Herstellung von Natrium nur noch 11 kWh benötigt, weshalb es das Castner-Verfahren zum größten Teil abgelöst hat.

Die Downs-Zelle (Abb. 3) besteht aus einem mit feuerfesten Steinen ausgemauerten Eisenkessel. Von unten ist eine Graphit-Anode eingelassen, die sich ebenfalls nach oben hin verdickt. Diese ist von einer Eisenblechglocke umgeben, durch die das bei der Elektrolyse entstehende Chlorgas abgesaugt werden kann. Die Anode ist von einer Ringkathode aus Eisen umgeben. Anoden- und Kathodenraum werden auch hier von einem Drahtnetz, welches als Diaphragma dient, voneinander getrennt, damit sich die an den Elektroden entstehenden Produkte nicht mischen. Die Eisenkathode ist ebenso von einer Glocke bedeckt.

An der Kathode wird auf diese Weise das Natrium-Kation des Natriumchlorids wieder zu elementarem Natrium reduziert, während das Chlorid-Ion an der Anode zu Chlorgas oxidiert wird:

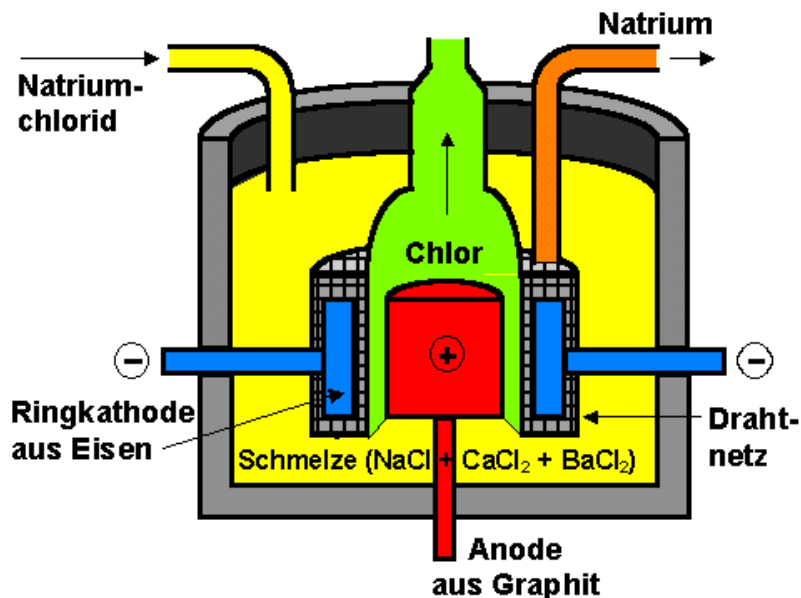


Abb. 3: Downs-Zelle



Gesamtreaktion



Zur Elektrolyse fügt man dem Natriumchlorid ca. 60 % Calciumchlorid und etwas Bariumchlorid zu. Das Calciumchlorid senkt dem Schmelzpunkt von 808 °C auf ca. 600 °C herab, das Bariumchlorid dient als Fließmittel. Die Erniedrigung des Schmelzpunktes bietet nicht nur energetische Vorteile, sondern sorgt auch dafür, dass sich das Natrium in der Schmelze nicht löst. Es steigt, wie in der Castner-Zelle auch, aufgrund der geringeren Dichte an der Kathode auf und kann schließlich oben abgeschöpft werden.

Eine Downs-Zelle kann pro Tag 0,5 Tonnen Natrium herstellen. Dafür werden 1,3 Tonnen Natriumchlorid und 5000 kWh benötigt².

4 Eigenschaften

4.1 Physikalische Eigenschaften

Ein Blick in das Periodensystem der Elemente verrät, dass Natrium in der ersten Hauptgruppe steht und somit zu den Alkalimetallen gehört. Es handelt sich um ein weiches silber-glänzendes Metall. Charakterisiert wird es durch folgende Größen:

- Ordnungszahl: 11
- relative Atommasse: 22,989 g/mol
- Elektronenkonfiguration: [Ne]3s
- Oxidationszahl: +1

² Literatur: Fachinformationszentrum Chemie GmbH, *Schmelzelektrolyse*, http://www.chemgapedia.de/vsengine/vlu/vsc/de/ch/1/pc/pc_07/pc_07_04/pc_07_04_03.vlu/Page/vsc/de/ch/1/pc/pc_07/pc_07_04/pc_07_04_21.vscml.html (letzter Zugriff: 14.7.09, 11:29 Uhr)

- Schmelzpunkt: 97,8 °C
- Siedepunkt: 881,3 °C
- Dichte: 0,97 g/cm³ bei 20 °C
- Elektronegativität: 0,93
- großer Atomradius
- elektrisch und thermisch sehr leitfähig

An der Elektronenkonfiguration lässt sich erkennen, dass Natrium lediglich ein Elektron in der Außenschale hat. Dieses Elektron gibt es bereitwillig ab, um Edelgaskonfiguration und damit eine abgeschlossene Außenschale zu erhalten. Die erste Ionisierungsenergie ist sehr gering, die zweite jedoch extrem hoch. Elementares Natrium ist also sehr reaktiv und liegt in der Natur deshalb immer in gebundener Form in der Oxidationsstufe +1 vor. Das eine Valenzelektron in der Außenschale ist auch für die Weichheit, die niedrigen Schmelz- und Siedepunkte, die geringe Dichte, niedrige Sublimationsenthalpie und den großen Atomradius verantwortlich. Beim Siedepunkt liegt das Alkalimetall zu 16 % diatomar, also als Na₂ vor, weil die nicht abgeschlossenen äußeren s-Atomorbitale überlappen und abgeschlossene σ -Atomorbitale entstehen. Die Natriumdämpfe sind aufgrund ihrer gelben Farbe sehr gut sichtbar. Die Dichte von Natrium liegt sogar unterhalb der des Wassers.

4.2 Chemische Eigenschaften

Die chemischen Eigenschaften werden anhand verschiedener Experimente untersucht:

4.2.1 Demonstration 1: Natrium schneiden & Autoxidation

1. Zeitbedarf

Vorbereitung: 1 min

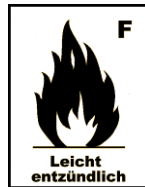
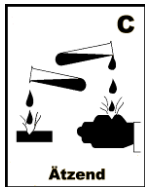
Durchführung: 1 min

Nachbereitung: 1 min

2. Chemikalien

Name	Summenformel	Gefahrensymbol	R-Sätze	S-Sätze	Smp./Sdp.	Einsatz in der Schule
Natrium	Na	C, F	14/15-34	1/2-5-8-43-45	97,8 °C/ 881,3 °C	LV

Gefahrensymbole



3. Materialien/Geräte

Pinzette, Messer, Filterpapier

4. Versuchsdurchführung

Man greift mit der Pinzette ein Stück Natrium aus der Flasche, lässt die Flüssigkeit etwas abtropfen und legt das Stück auf ein Filterpapier. Nun schneidet man mit einem Messer das Stück durch, gibt eines davon zurück in die Flasche und beobachtet das andere Stück an der frischen Schnittfläche.

5. Beobachtung

Beim Herausholen aus der Flasche ist das Natrium grau. Das Durchschneiden geht extrem leicht. Das Natrium-Stück lässt sich fast wie Butter zerschneiden. An der frischen Schnittfläche ist das Natrium zuerst silber-glänzend, läuft jedoch schon nach wenigen Sekunden in verschiedenen Farben an. Dabei dominiert die Farbe Grau, aber auch weiße und gelbe Schlieren sind zu sehen. Nach ca. 10 min. ist die frische Schnittfläche nicht mehr von den anderen Flächen zu unterscheiden.

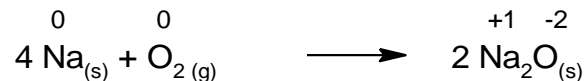
6. Entsorgung

Das Stück Natrium kann zurück in die Flasche gegeben werden.

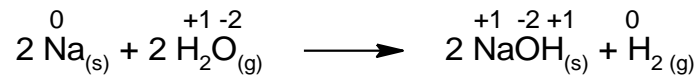
7. Fachliche Analyse

Natrium wird in einer Flüssigkeit aufbewahrt (siehe Versuch 2). Frisch geschnitten ist es blank und silbern. Lässt man die frische Schnittstelle jedoch einige Zeit an der Luft liegen, so läuft sie an. Der Farbwechsel erfolgt zu grau-weiß, teilweise sind sogar gelbe bis orange Schlieren zu beobachten. Die verschiedenen Farben lassen darauf schließen, dass das elementare Natrium rasch oxidiert wird, es bildet sich eine Hydroxidkruste. Als Reaktionspartner dient zum einen der Luftsauerstoff, zum anderen das in der Luft enthaltene, gasförmige Wasser. Gegenüber reinem trockenem Sauerstoff ist Natrium hingegen sehr beständig.

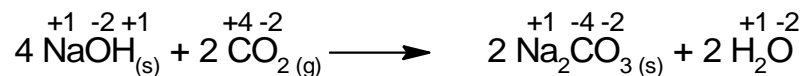
Mit dem in der Luft enthaltenen Sauerstoff reagiert das Natrium zum Natriumoxid:



Wie oben bereits erwähnt, erfolgt diese Reaktion jedoch nur an feuchter Luft. Mit dem in der Luft enthaltenen Wasser reagiert das Natrium außerdem zu Natriumhydroxid und Wasserstoffgas:



Die sich an Luft bildende Hydroxidschicht schützt das Natrium jedoch nicht vor weiterer Oxidation. Mit dem in der Luft enthaltenden Kohlenstoffdioxid reagiert es z.B. zu Natriumcarbonat weiter:



An sehr feuchter Luft kann es aufgrund der großen Menge an freiwerdender Energie bei der Reaktion mit Wasser sogar zur Selbstzündung kommen (s. Versuch 2).

Die gelblichen Schlieren lassen auf die Bildung von Suboxiden schließen. Da diese jedoch noch nicht isoliert werden konnten, sind sie bis heute noch relativ unbekannt.

4.2.2 Versuch 2: Reaktion von Natrium mit Wasser und Ethanol

1. Zeitbedarf

Vorbereitung: 5 min

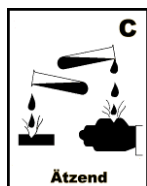
Durchführung: 2 min

Nachbereitung: 5 min

2. Chemikalien

Name	Summenformel	Gefahrensymbol	R-Sätze	S-Sätze	Einsatz in der Schule
Wasser	H ₂ O	-	-	-	Sek. 1
Kaliumhexacyanoferrat-(III)	K ₃ [Fe(CN) ₆]	Xi	32-36/37/38	26-36	Sek. 1
Luminol	C ₈ H ₇ N ₃ O ₂	Xi	36/37/38	26-36	Sek. 1
Wasserstoffperoxid (w = 0,3)	H ₂ O ₂	C	22-41	17-26-28-36/37/39-45	Sek. 1
Ethanol	C ₂ H ₅ OH	F	11	2-7-16	Sek. 1
Natrium	Na	C, F	14/15-34	1/2-5-8-43-45	LV

Gefahrensymbole



3. Materialien/Geräte

2 Kolben, Becherglas, Pipette, Spatel, Waage, verdunkelter Raum, Messer, Pinzette, Filterpapier

4. Versuchsaufbau: -

5. Versuchsdurchführung

Man löst 1,5 g Kaliumhexacyanoferrat-(III) in 50 mL Wasser. In einen der Kolben gibt man eine Spatelspitze (ca. 0,5 g) Luminol, löst dieses in ca. 50 mL

Wasser, gibt die Kaliumhexacyanoferrat-(III)-Lösung und 3 mL Wasserstoffperoxid-Lösung hinzu. Nun verdunkelt man den Raum, schneidet ein erbsengroßes Stück Natrium frisch ab und gibt es zu der Lösung.

In den zweiten Kolben füllt man ca. 50 mL Ethanol ein und gibt ebenfalls ein frisch geschnittenes erbsengroßes Stück Natrium hinzu.

6. Beobachtung

Gibt man die klare gelbe Kaliumhexacyanoferrat-(III)-Lösung zu der trüb-gelben Luminol-Lösung, so erhält man eine trüb-gelbe Lösung. Nach dem Zusatz von Wasserstoffperoxid kann keine Veränderung beobachtet werden. Gibt man ein Stück Natrium hinzu, so löst sich dieses unter Zischen und schnellem Umherflitzen auf der Oberfläche der Flüssigkeit auf. In der nahen Umgebung leuchtet die Lösung blau auf, der Rest bleibt gelb. Nach ca. 20 sek. hat sich das Natrium vollständig aufgelöst und es bleibt eine trübe gelbe Lösung zurück. Gibt man ein Stück Natrium in Ethanol, so sinkt dieses bis auf den Boden hinab. Es ist eine deutliche Gasentwicklung zu beobachten. Nach ca. 5 min. hat sich das Natrium vollständig aufgelöst. Es bleibt eine farblose klare Lösung zurück.

7. Entsorgung

Die Lösungen werden neutral im Behälter für organische Lösungsmittel entsorgt.

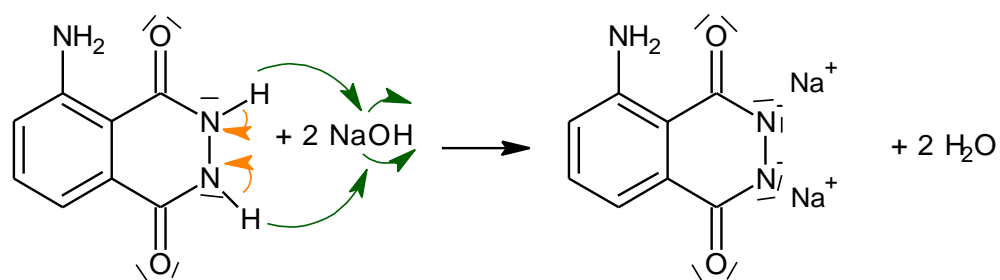
8. Fachliche Analyse

Die Luminol-Reaktion findet nur im alkalischen Milieu statt. Bei Zugabe des Natriums reagiert dieses sehr heftig mit dem in der Lösung vorhandenen Wasser zu Natronlauge und Wasserstoffgas, wobei die Natronlauge dissoziiert vorliegt:



Die Reaktion ist exotherm und erfolgt sehr heftig, was an dem Zischen und dem Umherflitzen des Natriums zu erkennen ist. Es werden 285,5 kJ/mol freigesetzt.

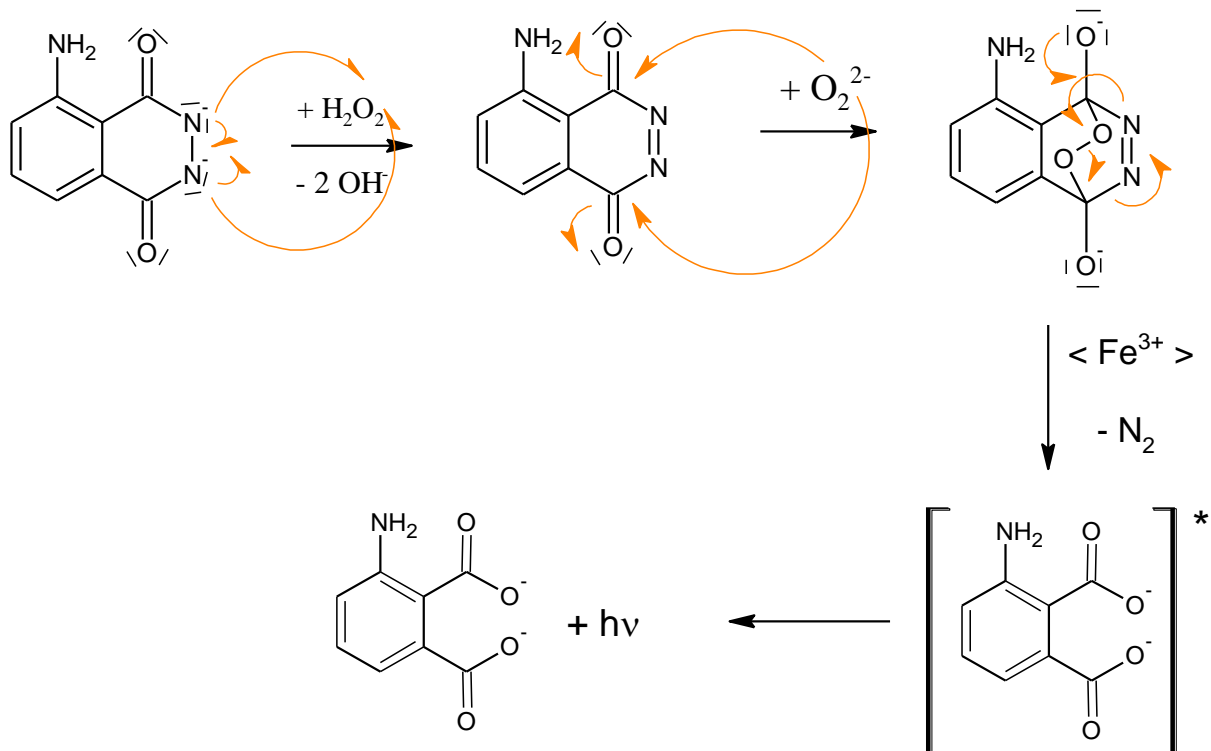
Wenn man z.B. ein Filterpapier unter das Natrium legt und es damit an der Bewegung bzw. der Abgabe der Energie hindert, so entzündet sich das Natrium. Erst durch die Bildung der Natronlauge, die die Lösung alkalisch macht, kann die Luminol-Reaktion starten. Dabei bindet je eine Hydroxid-Gruppe der Natronlauge ein Wasserstoffatom der beiden Stickstoffatome. Es spaltet sich Wasser ab. Die Elektronenpaare, die die Bindungen zwischen den Stickstoffatomen und den abgespaltenen Wasserstoffatomen bilden, bleiben jeweils am Stickstoffatom zurück. Diese erhalten eine negative Ladung, welche jeweils von einem Na^+ -Ion ausgeglichen wird.



Im nächsten Schritt greifen die negativ geladenen Stickstoffatome je ein Sauerstoffatom des Wasserstoffperoxids an. Dabei geht je ein Elektron des freien Elektronenpaares vom Stickstoff auf ein Sauerstoffatom über. Die beiden zurückbleibenden Elektronen aus je einem der Elektronenpaare bilden zwischen den Stickstoffatomen eine Doppelbindung aus. Das Wasserstoffperoxid bildet durch Aufnahme der beiden Elektronen zwei Hydroxidionen.

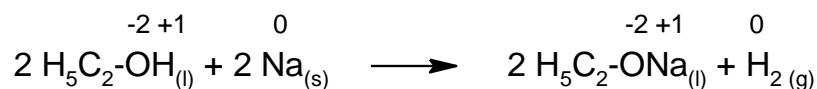
Nun greift das Peroxid an. Ein freies Elektronenpaar greift jeweils das zentrale Kohlenstoffatom an, wodurch je ein bindendes Elektronenpaar zwischen Kohlenstoffatom und Sauerstoffatom zum Sauerstoffatom übergeht. Die beiden Sauerstoffatome erhalten eine negative Ladung. Durch katalytische Wirkung des Fe^{3+} -Ions spaltet sich nun elementarer Stickstoff ab. Dafür bildet ein freies Elektronenpaar des „oberen“ Sauerstoffatoms eine Doppelbindung zum zentralen Kohlenstoffatom aus. Die Elektronen aus der Kohlenstoff-Stickstoff-Bindung gehen an das benachbarte Sauerstoffatom wodurch dieses die Bindung zum anderen Sauerstoffatom bricht und eine negative Ladung erhält. Die Elektronen aus der Sauerstoff-Sauerstoff-Bindung bilden eine Doppelbindung zwischen dem Sauerstoffatom und dem zentralen Kohlenstoffatom aus. Das hier gebilde-

te Aminophthalsäuredianion befindet sich in einem angeregten Zustand. Der Grundzustand wird durch Abgabe von Energie in Form von Licht erreicht.



Bei dieser Reaktion geht nur sehr wenig Energie in Form von Wärme verloren. Da die Temperatur der Lösung weit unter den Glühtemperaturen der beteiligten Stoffe liegt, spricht man auch von „Kalttem Licht“. Damit ein System chemoluminesziert, also Licht emittiert, muss die Reaktion exergonisch verlaufen, es muss also logischerweise Energie vom System abgegeben werden. Bei dieser Reaktion beträgt die freiwerdende Energie ca. 254 kJ/mol, da blaues Licht mit der Wellenlänge von 450 nm emittiert wird. An der Reaktion müssen außerdem Atome oder Moleküle beteiligt sein, die sich unter den gegebenen Bedingungen in einen elektronisch angeregten Zustand überführen lassen, damit sie beim Rückfall in den Grundzustand ihre Energie in Form von Licht abgeben können.

Die Reaktion von Natrium mit Ethanol verläuft weitaus weniger heftig. Unter Wasserstoffgasentwicklung entsteht das Natriumethanolat:



Die Alkylkette schwächt die elektronenziehende Wirkung des Sauerstoffatoms der Hydroxid-Gruppe ab, je länger die Kette wird. Diese Abschwächung bewirkt, dass das Natrium nicht so schlagartig oxidiert wird, wie vom Wassermolekül.

4.2.3 Versuch 3: Löslichkeit von Natrium in flüssigem Ammoniak

1. Zeitbedarf

Vorbereitung: 90 min

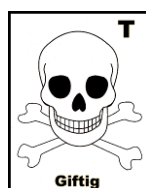
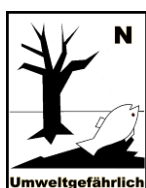
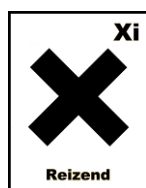
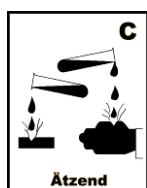
Durchführung: 3 min

Nachbereitung: 15 min

2. Chemikalien

Name	Summenformel	Gefahrensymbol	R-Sätze	S-Sätze	Smp./Sdp.	Einsatz in der Schule
Ammoniak-Gas	NH ₃	N, T	10-23-34-50	1/2-9-16-26-36/37/39-45-61	-78 °C/ -33 °C	LV
Natriumhydroxid	NaOH	C	35	1/2-26-37/39-45		Sek. 1
Glaswolle		-	-	-		Sek. 1
Paraffinöl		-	-	-		Sek. 1
Aceton	CH ₃ COCH ₃	F, Xi	11-36-66-67	2-9-16-26		Sek. 1
Trockeneis	CO ₂	-	-	3-7		Sek. 1
Natrium	Na	C, F	14/15-34	1/2-5-8-43-45	97,8 °C/ 881,3 °C	LV

Gefahrensymbole



3. Materialien/Geräte

Bombenhalterung, Glasrohre, PVC-Schlauch, Schlauchschellen, 2 Gaswaschflaschen, 2 Trockenrohre, 3 durchbohrte Stopfen, Reagenzglas mit Seitenansatz und mit einem durchbohrten und einem kompletten Gummistopfen, Dewar, Frischhaltefolie, Hebebühne, Stelltrafo, Strippe, Demonstrativvielfachmessinstrument, Leitfähigkeitsprüfer, Messer, Pinzette, Filterpapier

4. Versuchsaufbau

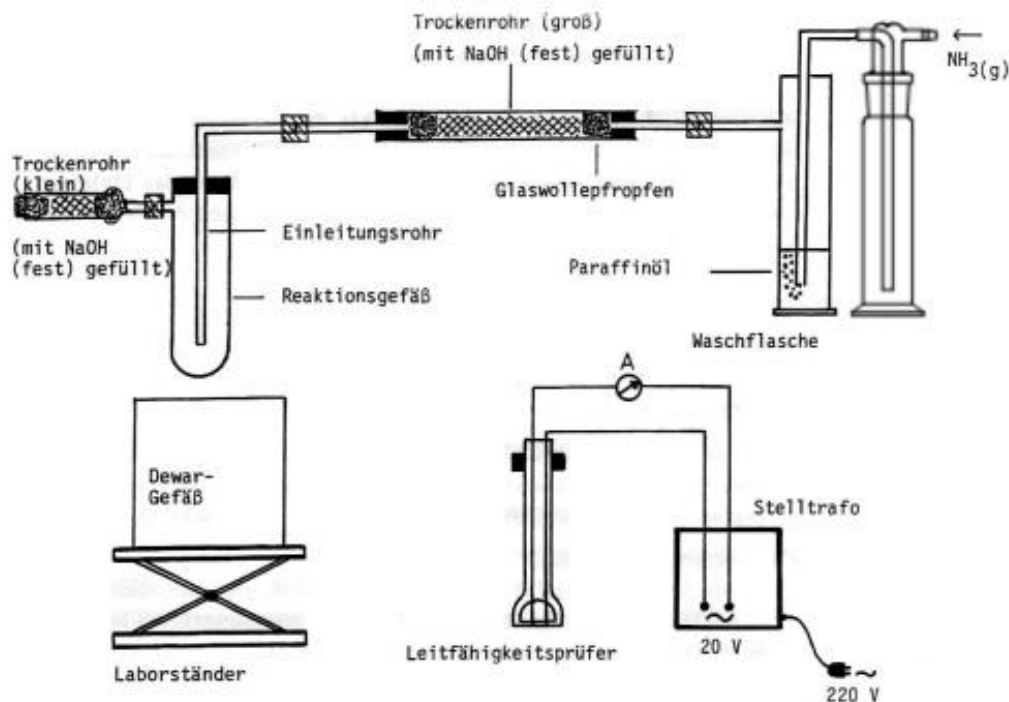


Abb. 4: Versuchsaufbau zur Kondensation von gasförmigem Ammoniak und zur Überprüfung der Leitfähigkeit von in Ammoniak gelöstem Natrium

5. Versuchsdurchführung

Kondensation von Ammoniak: Man leitet zunächst ohne Kühlung einige Minuten Ammoniakgas durch die Apparatur. Dabei überprüft man die Stärke des Stroms anhand der aufsteigenden Bläschen in der Gaswaschflasche mit dem Paraffinöl. Es sollten pro Sekunde nicht mehr als drei oder vier Bläschen aufsteigen. Nach ca. 5 min fährt man den Dewar mit der Aceton/Trockeneis-Mischung hoch und kühlt das Reagenzglas herunter. Wenn sich ca. ein bis zwei

cm Ammoniak in dem Reagenzglas gesammelt hat, verschließt man das Reagenzglas oben mit einem Gummistopfen, der Seitenansatz wird mit Frischhaltefolie verschlossen. Man bewahrt das Reagenzglas bis zur Weiterführung des Versuches in dem Dewar auf.

Löslichkeit von Natrium in flüssigem Ammoniak: Zunächst überprüft man die Leitfähigkeit des kondensierten Ammoniaks (Wechselspannung ~ 20 V, Messbereich: 0 – 100 mA). Nun schneidet man ein möglichst kleines Stück Natrium ab und gibt es in die Lösung. Sobald sich dieses aufgelöst hat, misst man erneut die Leitfähigkeit.

6. Beobachtung

Schon nach wenigen Minuten, nachdem das Reagenzglas gekühlt wird, sammelt sich darin flüssiger Ammoniak. Nach ca. 45 min ist der Flüssigkeitspegel hoch genug, so dass der Gasstrom abgestellt werden kann.

Die Stromstärke des flüssigen Ammoniaks beträgt ca. 1 mA. Nach Zugabe des Natriums verfärbt sich die Lösung unter Knistern blau. Durch Schütteln verschwindet die Farbe zunächst, färbt sich jedoch schnell wieder. Nach ca. 2 min. lässt sich die blaue Farbe auch durch Schütteln nicht mehr entfernen. Die Stromstärke beträgt nun ca. 100 mA.

7. Entsorgung

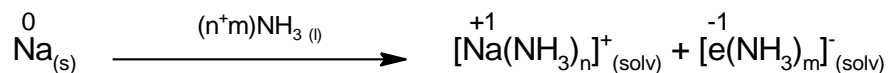
Den Ammoniak lässt man im Abzug abdampfen. Danach wird vorsichtig etwas Ethanol in das Reagenzglas gegeben, um Natriumreste zu lösen. Die Lösung wird neutral im Behälter für organische Lösungsmittel entsorgt. Das Natriumhydroxid wird in Wasser gelöst und neutral in den Abguss gegeben.

8. Fachliche Analyse

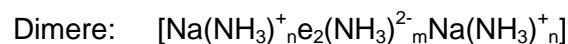
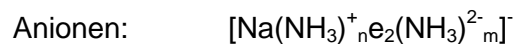
Der Schmelzpunkt von Ammoniak liegt bei -78 °C , der Siedepunkt bei -33 °C . Durch die Aceton/Trockeneis-Mischung erhält man eine Temperatur von -70 °C . Damit befindet man sich genau in dem Bereich, in dem Ammoniak in der flüssigen Phase vorliegt. Es ist deshalb wichtig, dass das Reagenzglas nach dem

Abschalten des Gasstroms weiter gekühlt wird, da der Ammoniak sonst verdampfen würde.

Gibt man Natrium in die Flüssigkeit, so löst sich dieses. Außerdem verfärbt sich die klare Lösung blau. Dabei wird das Natrium von einem Ammoniak-Molekül solvatisiert, wodurch das Natrium oxidiert wird und ein Elektron abgibt. Dieses Elektron wird von einem weiteren Ammoniak-Molekül aufgenommen, wodurch ein solvatisiertes Elektron entsteht. Diese Charge-Transfer-Übergänge sind für die blaue Farbe der Lösung verantwortlich.



Bei hoher Metallkonzentration verfärbt sich die Lösung weiter zu metallisch-bronze. Dies liegt daran, dass sich mit steigender Konzentration noch andere Produkte bilden:



Die Metallkationen und die solvatisierten Elektronen verhalten sich in der Lösung wie freie Ionen. Der relativ große Atomradius sorgt dabei für die geringe Dichte der Lösung. Hinzu kommt, dass die Elektronen sehr beweglich sind, wodurch die Erhöhung der Leitfähigkeit zustande kommt. Durch eine Erhöhung der Metallkonzentrationen bilden sich unter Abnahme der Leitfähigkeit die oben gezeigten Ionenpaare, Anionen und Dimere, denn in dieser Form sind die Elektronen weitaus unbeweglicher.

4.2.4 Versuch 4: Verbrennung von Natrium

1. Zeitbedarf

Vorbereitung: 1 min

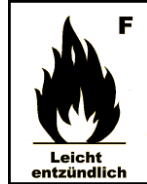
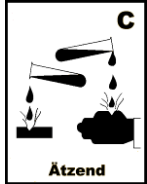
Durchführung: 2 min

Nachbereitung: 10 min

2. Chemikalien

Name	Summenformel	Gefahrensymbol	R-Sätze	S-Sätze	Smp./Zündtemperatur	Einsatz in der Schule
Natrium	Na	C, F	14/15-34	1/2-5-8-43-45	97, 8°C / 115 °C	LV

Gefahrensymbole



3. Materialien/Geräte

Dreifuß, Porzellandreieck, Porzellanschale, Bunsenbrenner, Messer, Pinzette, Filterpapier

4. Versuchsaufbau

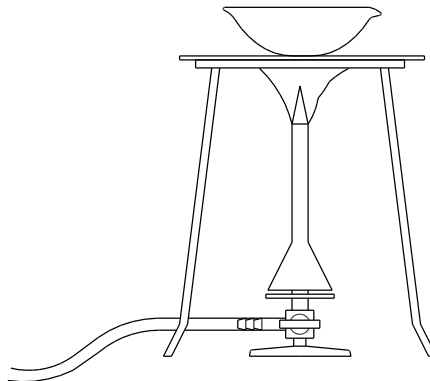


Abb. 5: Versuchsaufbau zu Verbrennung von Natrium

5. Versuchsdurchführung

Man legt ein fingerkuppengroßes Stück Natrium in die Porzellanschale und entzündet den darunter stehenden Bunsenbrenner. Sobald eine Flamme aus der Porzellanschale kommt, wird der Bunsenbrenner ausgestellt.

6. Beobachtung

Beim Erhitzen des Natriums mit dem Bunsenbrenner schmilzt das Stück und es bildet sich eine silbrig glänzende Schicht. Bei weiterem Erwärmen überzieht sich diese Schicht mit schwarzen Schlieren. Sobald sich das Natrium entzündet verbrennt es mit hellgelber leuchtender Flamme. Außerdem steigen gelbe Dämpfe auf. Nach dem Erkalten bleibt ein gelbes Pulver in der Porzellanschale zurück. Außerdem sind schwarze Rückstände zu erkennen.



Abb. 6: Verbrennung von Natrium mit hellgelber leuchtender Flamme

7. Entsorgung

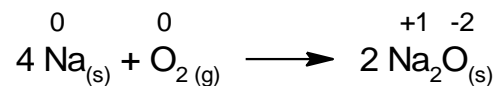
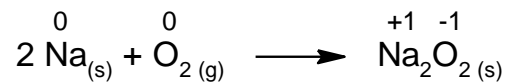
Nach dem Erkalten gibt man vorsichtig etwas Ethanol in die Porzellanschale, um die Natriumreste zu entfernen. Die Lösung gibt man neutral in den Behälter für organische Lösungsmittel. Die weiteren Rückstände werden mechanisch aus der Schale herausgekratzt.

8. Fachliche Analyse

Der Schmelzpunkt von Natrium liegt bei 97,8 °C. Durch das Erwärmen von unten mit dem Bunsenbrenner erhält man in der Porzellanschale sehr schnell diese Temperatur, weshalb das Natrium zu erst schmilzt. Bei weiterem Erhitzen steigt die Temperatur weiter auf über 115 °C, weshalb es zur Entzündung kommt, da die Zündtemperatur des Natriums eben bei 115 °C liegt. Es verbrennt mit einer sehr charakteristischen gelben Flamme, weshalb die Flammen-

färbung zum Nachweis von Natrium eingesetzt wird. Außerdem sind die, wie bereits oben erwähnt, gelben Natriumdämpfe zu erkennen.

Bei der Betrachtung der Rückstände in der Porzellanschale fällt auf, dass ein gelbes Produkt vorliegt. Die oben genannten Produkte, Natriumperoxid und auch Natriumoxid, sind jedoch weiß.



Die Gelbfärbung ist wahrscheinlich auf die Verbrennung anderer Substanzen zurückzuführen, wie z.B. Staub aus der Luft.

Betrachtet man die Natriumflamme durch ein Spektrometer, so erhält man zwei Spektrallinien bzw. eine Doppellinie (Natrium-D-Linie).



Abb. 7: Natrium-D-Linie

Bei der Verbrennung wird das äußere Elektron aus dem 3s-Grundzustand in den 3p-Zustand angeregt. Durch die Spin-Bahn-Kopplung des Elektronenspins mit dem Bahndrehimpuls (parallel bzw. antiparallel) erhält man entweder einen Drehimpuls von 1/2 oder von 3/2. Dementsprechend emittiert das Elektron des Natriums beim Rückfall aus dem angeregten in den Grundzustand Licht bei 589 nm oder 589,6 nm.

Die leuchtende Flamme erinnert an das Sonnenspektrum. Die Sonne scheint mit eben dieser Flamme. Dies liegt daran, dass die Sonne von Natriumdampf umgeben ist, welcher bei der Verbrennung diese gelbe Farbe abgibt. Die Natri-

um-D-Linie ist eine der stärksten Fraunhofer'schen Absorptionsbanden der Sonne.

4.2.5 Versuch 5: Reaktion von Natrium mit Wasserstoffperoxid

1. Zeitbedarf

Vorbereitung: 2 min

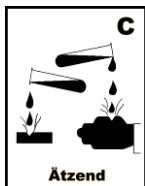
Durchführung: 2 min

Nachbereitung: 5 min

2. Chemikalien

Name	Summenformel	Gefahrensymbol	R-Sätze	S-Sätze	Smp./Sdp.	Einsatz in der Schule
Wasserstoffperoxid (w = 0,3)	H ₂ O ₂	C	22-41	17-26-28-36/37/39-45	Sek. 1	Sek. 1
Natrium	Na	C, F	14/15-34	1/2-5-8-43-45	97, 8°C / 115 °C	LV

Gefahrensymbole



3. Materialien/Geräte

Stativmaterial, Reagenzglas, Messer, Pinzette, Filterpapier

4. Versuchsaufbau

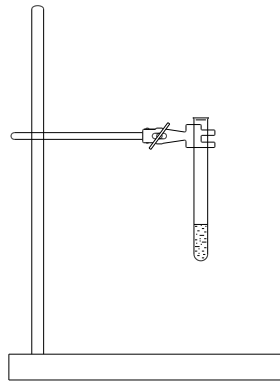


Abb. 8: Versuchsaufbau für die Reaktion von Natrium mit Wasserstoffperoxid

5. Versuchsdurchführung

Man gibt ca. 3 cm hoch Wasserstoffperoxid-Lösung in das Reagenzglas. Nun schneidet man ein erbsengroßes Stück Natrium ab, verdunkelt den Raum und gibt das Natrium in die Lösung.

6. Beobachtung

Sobald das Natrium mit dem Wasserstoffperoxid in Berührung kommt, ist ein Zischen zu hören. Gleich darauf kann man eine Flamme beobachten, die immer mal wieder kurz aufflackert. Bei genauem Hinschauen ist außerdem eine leichte Chemolumineszenz wahrzunehmen. Nach dem Einschalten des Lichts ist außerdem eine deutliche Gasentwicklung im Reagenzglas zu beobachten, die erst nach ca. 20 min nachlässt.

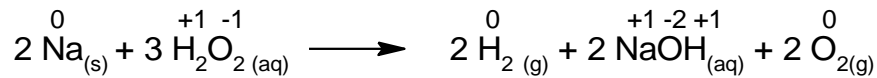
7. Entsorgung

Die Lösung wird bis zum Sieden erhitzt und anschließend neutral im Abguss entsorgt.

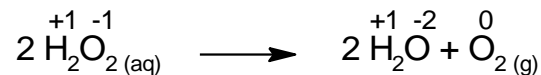
8. Fachliche Analyse

Zu den genauen Abläufen dieser Reaktion lässt sich leider keine Literatur finden. Die deutlich zu beobachtende Gasentwicklung veranlasst zu folgenden Überlegungen:

Das Natrium reagiert mit dem Wasserstoffperoxid zu Wasserstoffgas und Natriumhydroxid:



Der entstehende Wasserstoff steigt in der Lösung auf. Das Natrium schwimmt aufgrund der geringeren Dichte auf der Lösung. Wie in Versuch 2 beschrieben, kann in dem relativ kleinen Reagenzglas die bei der Reaktion frei werdende Energie vom Natrium nicht optimal in Bewegungsenergie umgesetzt werden, weshalb es zur Entzündung kommt. Die hierbei freiwerdende Wärmeenergie führt wiederum dazu, dass sich das Wasserstoffperoxid zu Wasser und Sauerstoff zersetzt:



Auch das bei dieser Reaktion entstehende Sauerstoffgas steigt in der Lösung auf. Zusammen mit der Wasserstoff-Entwicklung ist es für die lang anhaltende Gasentwicklung verantwortlich.

Die Emission des kalten Lichts, der Chemolumineszenz, beruht wahrscheinlich auf der Bildung von Suboxiden. Die Suboxide des Natriums konnten allerdings bisher noch nicht isoliert werden, weshalb noch keine genauen Angaben gemacht werden können.

Erhitzt man Natrium in Paraffinöl auf ca. 60 °C und zerschneidet es bei diesen Temperaturen, so kann auch hier eine Chemolumineszenz beobachtet werden. Diese ist allerdings sehr schwach und eignet sich daher nicht als Versuch in einem Vortrag.

Wasserstoffperoxid ist leicht saurer als Wasser. Die Reaktion von Natrium mit Wasserstoffperoxid, die schon weitaus heftiger abläuft, als die mit Wasser, kann also gut veranschaulichen, wie die Reaktion von Natrium mit sauren Lösungen ablaufen könnte.

4.3 Zusammenfassung der Eigenschaften

Elementares Natrium ist ein sehr reaktives Metall und gutes Reduktionsmittel. An Luft bildet es innerhalb kürzester Zeit eine Oxid- bzw. Hydroxid-Schicht, die es jedoch nicht vor weiterer Oxidation schützt. Mit Wasser reagiert Natrium sehr heftig unter Wasserstoffentwicklung. Die Reaktion mit Alkoholen verläuft mit zunehmender Länge der Alkylkette immer weniger heftig, was an der Abschwächung der elektronenziehenden Wirkung des Sauerstoffatoms liegt. Dabei entwickelt sich aber auch Wasserstoffgas. Natrium wird in Petroleum oder Paraffinöl aufbewahrt, da diese nur aus Kohlenwasserstoffen bestehen, welche gegenüber Natrium inert sind. Mit reinem trockenem Sauerstoff, oder auch Stickstoff, erfolgt keine Reaktion. In trockenem Sauerstoff kann es sogar geschmolzen werden, ohne dass es sich entzündet.

Wird Natrium jedoch auf 115 °C erhitzt, so entzündet es sich. Dabei verbrennt es mit hell gelber Flamme, welche sehr charakteristisch ist.

Mit flüssigem Ammoniak reagiert Natrium ohne Wasserstoffentwicklung. Die Lösung färbt sich blau, was durch Charge-Transfer-Übergänge zu erklären ist. Dabei wird das Natrium oxidiert. Das freiwerdende Elektron wird von einem anderen Ammoniakmolekül aufgenommen und erhöht die Leitfähigkeit der Lösung enorm.

Durch die Reaktion mit Wasserstoffperoxid kann zum einen angedeutet werden, wie heftig Natrium mit sauren Lösungen reagiert, zum anderen kann durch die Bildung von Suboxiden die chemolumineszierende Eigenschaft des Alkali-metalls gezeigt werden.

5 Wichtige Natriumverbindungen: Natriumchlorid

Da Natrium in der Natur nur in gebundener Form vorkommt, gibt es zahlreiche Natriumverbindungen. Das Natrium an sich spielt in vielen Verbindungen jedoch eine untergeordnete Rolle, die Anionen sind für die Chemie von größerer Bedeutung. Die wichtigsten Natriumverbindungen sind somit Natriumhydroxid und Natriumchlorid, wobei hier nur genauer auf das Natriumchlorid eingegangen wird.

Wie oben bereits beschrieben, stellt das Natriumchlorid mit den festen Lagerstätten und dem im Meerwasser gelösten Anteilen die größte Natriumquelle dar. Es dient somit hauptsächlich als Ausgangsmaterial für die Darstellung fast aller anderen Natriumverbindungen, wie z.B. Soda, Glaubersalz, Natriumhydroxid etc. Als so genanntes Kochsalz ist es als Gewürz und für das Konservieren von Nahrungsmitteln (Pökeln) von großer Bedeutung. In der Industrie wird es vorrangig genutzt, um organische Farbstoffe auszusalzen, oder auch als Kühlmittel in Form der Eis/Kochsalz-Mischung mit der man auf bis zu $-21\text{ }^{\circ}\text{C}$ herunterkühlen kann. Im Straßenverkehr wird Natriumchlorid im Winter außerdem als Streusalz eingesetzt.

Im nun folgenden Versuch wird Natriumchlorid direkt aus den Elementen Natrium und Chlor dargestellt.

5.1.1 Demonstration 2: Synthese von Natriumchlorid aus den Elementen

1. Zeitbedarf

Vorbereitung: 10 min

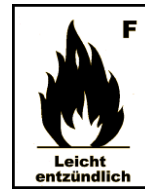
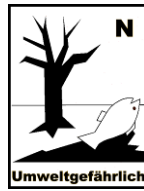
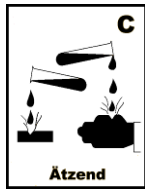
Durchführung: 5 min

Nachbereitung: 15 min

2. Chemikalien

Name	Summenformel	Gefahrensymbol	R-Sätze	S-Sätze	Einsatz in der Schule
Kaliumpermanganat	KMnO_4	Xn, O, N	8-22-50/53	2-60-61	Sek. 1
Salzsäure, konz	HCl	C	34-37	26-36/37/39-45	Sek. 2
Natriumthiosulfat	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	-	-	-	Sek. 1
Natrium	Na	C, F	14/15-34	1/2-5-8-43-45	LV

Gefahrensymbole



3. Materialien/Geräte

Stativmaterial, Tropftrichter mit Druckausgleich und Stopfen, Erlenmeyerkolben, Übergangsstück, Glühröhr mit zwei durchbohrten Stopfen, Glasrohr, PVC-Schlauch, Gaswaschflaschen, Spatel, Trichter

4. Versuchsaufbau



Abb. 9: Versuchsaufbau für die Synthese von Natriumchlorid aus den Elementen

5. Versuchsdurchführung

Achtung: Der Versuch muss unbedingt im Abzug durchgeführt werden, da toxisches Chlorgas entsteht!

Zuerst füllt man die Waschflasche zur Hälfte mit gesättigter Natriumthiosulfatlösung. Anschließend gibt man ca. 5 g Kaliumpermanganat in den Erlenmeyerkolben und 20 mL Salzsäure in den Tropftrichter. In das Glühröhrchen wird ein erbsengroßes Stück Natrium gelegt. Nun öffnet man den Tropftrichter und erhitzt gleichzeitig das Natrium mit dem Bunsenbrenner. So-

bald der Tropftrichter leer ist, wird das Ventil wieder geschlossen. Nachdem sich das Natrium entzündet hat, entfernt man den Bunsenbrenner von der Apparatur.

Nach Ende der Reaktion öffnet man das Ventil, damit die Thiosulfat-Lösung nicht in das Glühröhrchen oder noch weiter gesaugt wird.

6. Beobachtung

Direkt beim Zutropfen der Salzsäure zum Kaliumpermanganat steigt ein gelbgrünes Gas auf, welches durch das Glühröhrchen strömt. Das Natrium schmilzt, sobald es mit dem Brenner erhitzt wird. Nach ca. 20 sek. entzündet sich das Natrium und verbrennt mit hellgelber Flamme. Zurück bleiben schwarze Rückstände, aber auch ein weißes Pulver.

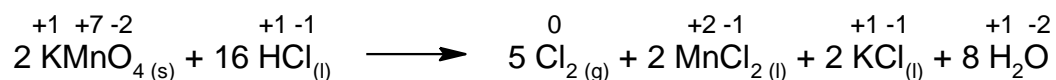
Die vorher klare Natriumthiosulfat-Lösung färbt sich gelb.

7. Entsorgung

In den Erlenmeyerkolben wird Natriumthiosulfat-Lösung gefüllt. Anschließend wird die Lösung neutralisiert und in den Behälter für Schwermetallabfälle gegeben. Die gelbe Lösung aus der Waschflasche wird ebenfalls neutralisiert und in den Behälter für Schwermetallabfälle entsorgt.

8. Fachliche Analyse

Wenn man den Gebrauch von Chlorbomben umgehen möchte, kann man im Labor mit Kaliumpermanganat und Salzsäure geringe Mengen Chlorgas herstellen. Lässt man die Salzsäure dabei durch einen Tropftrichter auf Kaliumpermanganat tropfen, so entsteht das gewünschte Gas:



Es ist jedoch unbedingt darauf zu achten, dass der Versuch im Abzug durchgeführt wird und die Apparatur dicht ist. Das entstandene Chlorgas strömt dann durch die weitere Apparatur. Das Natrium wird schließlich von unten mit dem Bunsenbrenner erhitzt, wodurch es schmilzt. Dabei gehen die Natriummoleküle aus dem festen Metallgitter in den gasförmigen Zustand über, sie sublimieren. Gleichzeitig wird das über dem Natrium herströmende Chlorgas, das als Cl_2

vorliegt, dissoziiert. Diese beiden Vorgänge verbrauchen sehr viel Energie. Im gasförmigen Zustand geben die Natrium-Moleküle ihr äußeres Valenzelektron an das Chlor ab, wodurch beide eine abgeschlossene Außenschale erhalten (Abb. 11). Die Reaktionsgleichung lässt sich folgendermaßen formulieren:

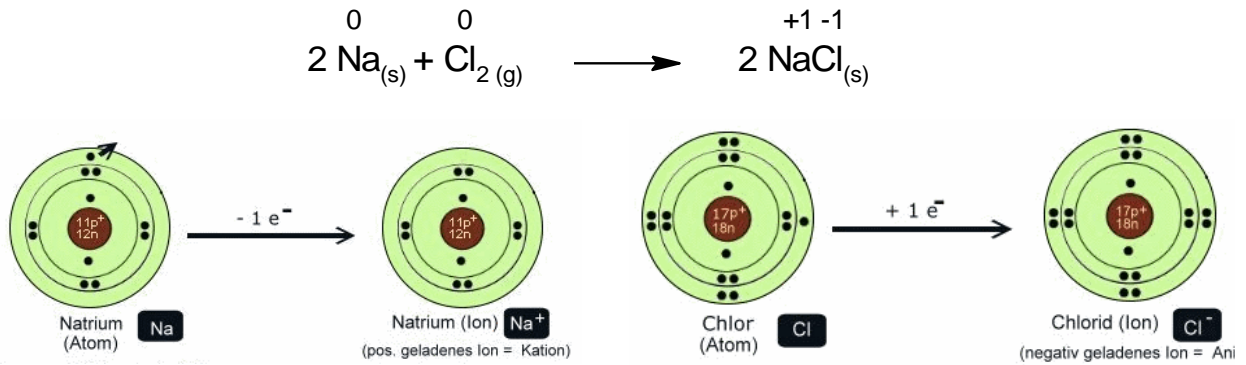
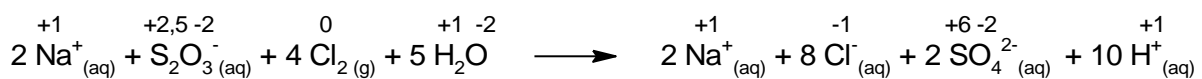


Abb. 10: Schematische Bildung von Natriumchlorid

Treibende Kraft der Reaktion ist jedoch nicht das Erlangen der Edelgaskonfiguration, sondern die Bildung des festen Ionengitters des Natriumchlorids. Die dabei freiwerdende Gitterenergie wird in Form von Wärme und Licht abgegeben. Insgesamt ist der Betrag der Energie, der bei der Reaktion freigesetzt wird, größer, als der Betrag der Energie, der aufgebracht werden muss, um die Reaktion zu starten. Dies wird daran deutlich, dass das Produkt, Natriumchlorid, ein sehr energiearmer und damit stabiler Ionenkristall ist.

Das bei der Reaktion nicht umgesetzte Chlorgas wird in eine Waschflasche mit Natriumthiosulfat-Lösung geleitet. Dieses vermag das Gas zu nicht gesundheitsschädliche Chlorid-Ionen zu reduzieren:



Natriumchlorid hat neben der großen industriellen auch eine wichtige physiologische Bedeutung für den Menschen. Der Körperbestand liegt bei 1,4 g pro kg Körpergewicht. Der Tagesbedarf liegt bei weniger als 0,5 g pro Tag, kann aber auf bis zu 15 g pro Tag ansteigen, wenn man viel schwitzt und das Salz durch den Schweiß ausscheidet. In der Regel hat der Mensch weniger mit einer Unterversorgung an Natriumchlorid als mit einer Überversorgung zu kämpfen. Er nimmt das Salz hauptsächlich durch Wurst- und Fleischprodukte zu sich, weil

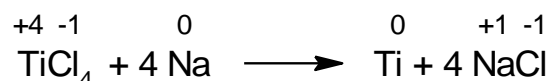
diese zur Konservierung damit behandelt werden. Eine Überversorgung bleibt folgenlos, wenn der Körper genug Flüssigkeit zur Verfügung hat. Bei Flüssigkeitsmangel und Natriumchlorid-Überversorgung sind jedoch Bluthochdruck und die Bildung von Ödemen die Folge. Hauptfunktion im menschlichen Körper ist die Aufrechterhaltung des osmotischen Drucks im extrazellulären Raum. Wenn dieser sinkt spürt dies der Mensch als Durst.

6 Verwendung

Bis 1991 verbleite Kraftstoffe verboten wurden wurde die Hälfte des jährlich produzierten Natriums für die Herstellung von Antiklopfmitteln eingesetzt. Dazu hat man Blei und Natrium zu einer Legierung verschmolzen und diese dann mit Methyl- bzw. Ethylchlorid zu Tetramethyl- bzw. Tetraethylblei weiter verarbeitet:



In der Industrie spielt Natrium als Reduktionsmittel außerdem eine wichtige Rolle bei der Herstellung von elektropositiven Metallen, wie z.B. Titan nach dem Hunter-Verfahren. Dabei werden die Edukte in einer Schutzgasatmosphäre bei 801 – 881 °C elektrolysiert, damit das Titantetrachlorid nicht hydrolysiert und das Natrium nicht mit dem Luftsauerstoff reagiert.



Treibende Kraft dieser Reaktion ist die hohe Bildungsenthalpie des Natriumchlorids (vgl. Demonstration 2).

Für die Technik bedeutungsvoll sind die Natrium/Schwefel-Akkumulatoren (Abb. 11). Den Grundbaustein stellt ein wärmeisolierter Stahlbehälter. Ein fester Ionenleiter aus $\beta\text{-Al}_2\text{O}_3$ (Natriumpolyaluminat) fungiert als Diaphragma. Außerhalb befindet sich flüssiger Schwefel als Kathodenmasse, der zur besseren Leitfähigkeit mit Graphit versetzt wird. Innerhalb des Diaphragmas befindet sich flüssiges Natrium als Anodenmasse. Verbindet man die beiden Zellen miteinander, so erhält man eine Spannung von 2,1 V. Das Natrium wird dabei oxidiert, der Schwefel reduziert. Der feste Elektrolyt ist durchlässig für Na^+ -Ionen.

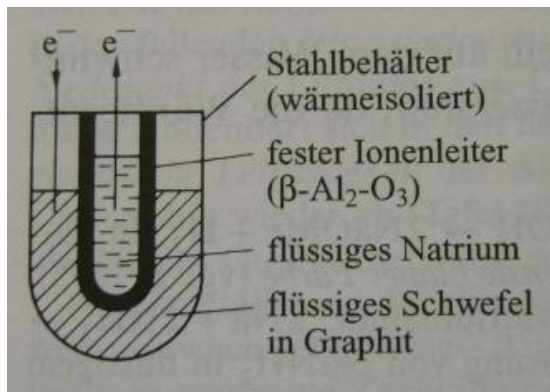
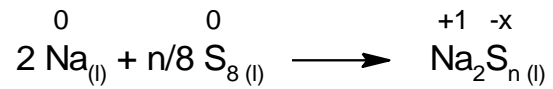


Abb. 11: schematischer Aufbau einer Na/S-Batterie



Es entstehen verschiedene Natrium-Schwefel-Verbindungen. Polt man die flüssigen Elektroden um, so verläuft die Reaktion in die andere Richtung ab und die Batterie wird wieder aufgeladen.

Schaltet man 50 – 100 dieser Natrium/Schwefel-Zellen in einem wärmeisolierten Gehäuse in Reihe, so erhält man einen Natrium/Schwefel-Akkumulator. Dieser ist viel leichter als die üblichen Blei-Akkumulatoren und spendet im Vergleich drei Mal mehr Energie pro Gewichtseinheit. Nachteil dieses Akkumulators ist, dass er vor dem Gebrauch erst auf Betriebstemperatur gebracht werden muss, denn das Diaphragma lässt erst ab ca. 350 °C einen Na⁺-Ionenaustausch zu.

Wie in Versuch 4, der Verbrennung von Natrium, vorgestellt wurde, verbrennt Natrium mit gelber Flamme. Natrium-Dampf hat ebenfalls eine gelbe Farbe. Diese Tatsache macht man sich bei der Nutzung von Natriumdampf-Entladungslampen zunutze. In den Lampenkolben wird Natrium eingeschmolzen, welches beim Einschalten langsam in Dampfform übergeht. Es erfolgt also eine Ionisation. Diese Ionen



Abb. 12: Natriumdampf-Entladungslampe

bewegen sich frei im Lampenkolben. Treffen nun zwei von ihnen aufeinander, so geben sie die dabei freiwerdende Energie in Form von gelbem Licht wieder ab.

Die bisher angesprochenen Verwendungszwecke des elementaren Natriums gehören alle in die anorganische Chemie. Natrium spielt jedoch auch in der organischen Chemie eine wichtige Rolle, was an dieser Stelle jedoch nur ganz kurz angesprochen werden soll.

Zum einen wird Natrium bei der Birch-Reduktion genutzt, um Aromaten über einen Ein-Elektron-Übertragungsmechanismus zu Cyclohexadiene reduzieren. Zum anderen kann man mit Hilfe von Natrium halogenorganische Verunreinigungen zerstören. So können Chlorid-Ionen durch die Zugabe von Natrium in Natriumchlorid überführt und schließlich abgetrennt werden. Außerdem kann Natrium in Form des Natriumdrahtes zum Trocknen von Lösungsmitteln eingesetzt werden.

7 Schulrelevanz

All die hier vorgestellten Versuche können sehr gut in Klasse 8 zum Thema Alkalimetalle eingesetzt werden. Da Natrium jedoch nur im Lehrerversuch verwendet werden darf, können die Schülerinnen und Schüler die Experimente nicht selber durchführen. Unter Aufsicht empfiehlt es sich jedoch, das Schneiden des Metalls von den Schülerinnen und Schülern machen zu lassen, damit sie erleben, wie weich es ist. Im Lehrplan stehen als Aufgaben das „Kennenlernen der Eigenschaften und Verwendung der Metalle der Elementfamilie“, „Sicherheitsaspekte begründen und beachten“ und „Chemische Reaktionen durchführen, vergleichen und deuten“ (Lehrplan). Der Schwerpunkt dieses Experimentalvortrages lag deutlich auf den Eigenschaften des Natriums. Natrium bietet sich sehr gut als Beispielelement der Alkalimetalle an. Es ist außerdem fraglich, ob in Schulen überhaupt ein anderes Metall der ersten Hauptgruppe in elementarer Form zu Verfügung steht.

Als spektakulär werden die Schülerinnen und Schüler sicherlich die Reaktion von Natrium in Wasser, die Verbrennung, die Reaktion mit Wasserstoffperoxid und auch die Synthese von Natriumchlorid aus den Elementen auffassen. Man sollte versuchen diese Faszination auf die theoretischen Hintergründe zu übertragen. Es eignet sich in der Schule nicht die Elektrolyse von Natriumhydroxid an die erste Stelle zu setzen, denn diese lässt keine besonderen aufmerksamkeitserregenden Beobachtungen zu. Verbindet man diesen Versuch jedoch mit geschichtlichen Hintergründen zur Entdeckung des elementaren Natriums, so kann dieses das Interesse zumindest etwas wecken. Die Elektrolyse kann jedoch alternativ auch in Klasse 10 zum Thema Redoxreaktionen - Großtechnische Verfahren- oder in Klasse 12 zum Thema Elektrolysen, in der ebenfalls Großtechnische Verfahren Thema sind, behandelt werden. In diesem Atemzug wird wahrscheinlich das Downs-Verfahren thematisiert werden.

Der letzte Demonstrationsversuch, die Synthese von Natriumchlorid aus den Elementen, kann gut als überleitender Versuch eingesetzt werden, denn ein weiteres Themengebiet, welches in der Jahrgangsstufe 8 behandelt wird, ist das der Salze. An dieser Stelle bietet es sich ebenfalls an, das Kochsalz aus den Elementen herzustellen, weshalb dieser Versuch von den Alkalimetallen zu den Salzen überleiten kann.

Literatur-, Abbildungs- und Versuchsverzeichnis

LITERATUR:

- BKK Gesundheit, *Nährstoffe – Mineralstoffe – Natrium*,
<http://www.bkkgesundheit.de/ratgeber/ernaehrung/naehrstoffe/inhalt.lasso?a=naehrstoffe2> (letzter Zugriff: 22.6.09, 11:07 Uhr)
- Bontjer, A., *Übungen im Experimentalvortrag – Kochsalz- Chemie, Eigenschaften und Bedeutung*, Phillips-Universität Marburg, Fachbereich Chemie, WS 05/06
- Brandl, H., *Versuche zur Chemolumineszenz mit Alkalimetallen*, in *Mathematisch-Naturwissenschaftlicher Unterricht* 46/3, S. 168 - 172
- Eicke, A.-L., *Versuchsprotokoll – Luminol-Reaktion*, Organisch-chemisches Praktikum für Lehramtskandidaten, Phillips-Universität Marburg, Fachbereich Chemie, WS 08/09
- Gerstner, E., *Skriptum zum Anorganisch-chemischen Praktikum für Lehramtskandidaten*, 3., teilweise neu bearbeitete und erweiterte Auflage, 1993, 1. unveränderter Nachdruck 2003, Marburg 1993/2003
- Holleman, A.F., Wiberg, E. und N.: *Lehrbuch der anorganischen Chemie*, 102., stark umgearbeitete und verbesserte Auflage, Walter de Gruyter, Berlin 2007
- Hessischen Kultusministeriums, *Lehrplan Chemie für die Jahrgangsstufen G7 bis G12*, 2005 (http://www.kultusministerium.hessen.de/irj/HKM_Internet?uid=3b43019a-8cc6-1811-f3ef-ef91921321b2)
- Mortimer, C., *Basiswissen der Chemie*, 8. komplett überarbeitete und erweiterte Auflage, Thieme-Verlag, Stuttgart, 2003
- Praxis der Naturwissenschaften – Chemie 6/40, *Themenheft Alkalimetalle*, Aulis Verlag Deubner & Co KG, Köln, 1991
- Riedel, E., *Anorganische Chemie*, 6. Auflage, Walter de Gruyter, Berlin 2004
- Wagner, W., *Gesamtreaktion und Mechanismus der Luminol-Reaktion*, Universität Bayreuth, Didaktik der Chemie, <http://www.old.uni-bayreuth.de/departments/didaktikchemie/umat/chemolumineszenz/abb8.htm>

ABBILDUNGEN:

- Abb. 1: Versuchsaufbau zur Elektrolyse: Praxis der Naturwissenschaften – Chemie 6/40, Themenheft Alkalimetalle, Aulis Verlag Deubner & Co KG, Köln, 1991
- Abb. 2: Castner-Zelle:
http://www.chemgapedia.de/vsengine/popup/vsc/de/glossar/c/ca/castner_00045v erfahren.glos.html (letzter Zugriff: 21.6.09, 19:48 Uhr)
- Abb. 3: Downs-Zelle: <http://www.seilnacht.com/referate/elektro1.htm> (letzter Zugriff: 21.6.09, 19:50 Uhr)
- Abb. 4: Versuchsaufbau zur Kondensation von gasförmigem Ammoniak und zu Überprüfung der Leitfähigkeit von in Ammoniak gelöstem Natrium
- Abb. 5: Versuchsaufbau zu Verbrennung von Natrium, Anna-Lena Eicke
- Abb. 6: Verbrennung von Natrium mit hell-gelber leuchtender Flamme, Anna-Lena Eicke
- Abb. 7: Natrium-D-Linie, http://www.physikdidaktik.uni-karlsruhe.de/software/hydrogenlab/Atomphysik/08_Stunde/Spektralanalyse/Spektrallinien.htm (letzter Zugriff: 21.6.09, 19:52 Uhr)
- Abb. 8: Versuchsaufbau für die Reaktion von Natrium mit Wasserstoffperoxid, Anna-Lena Eicke
- Abb. 9: Versuchsaufbau für die Synthese von Natriumchlorid aus den Elementen, Anna-Lena Eicke

- Abb. 10: schematische Bildung von Natriumchlorid, <http://www.schule-studium.de/Chemie/Ionenbindung.html> (letzter Zugriff: 21.6.09, 19:54 Uhr)
- Abb. 11: schematischer Aufbau einer Na/S-Batterie: Holleman, A.F., Wiberg, E. und N.: Lehrbuch der anorganischen Chemie, 102., stark umgearbeitete und verbesserte Auflage, Walter de Gruyter, Berlin 2007
- Abb. 12: Natriumdampf-Entladungslampe: <http://www.chemische-experimente.com/Alkalimetalle.htm>, (letzter Zugriff: 22.6.09, 11:14 Uhr)

VERSUCHE:

- Versuch 1: Synthese von elementarem Natrium, Berger, C., Fickenfrerichs, H., Peper, R., Jansen, W., *Die Entdeckung der Alkalimetalle Natrium und Kalium und die Aufklärung der Zusammensetzung ihrer Oxide und Hydroxide durch Humphrey Davy*, Praxis der Naturwissenschaften Chemie 6/40, 1991
- Versuch 2: Reaktion von Natrium mit Wasser und Ethanol, Brandl, H., *Versuche zur Chemolumineszenz mit Alkalimetallen*, Mathematisch-Naturwissenschaftlicher Unterricht 46/3, 1993
- Versuch 3: Löslichkeit von Natrium in flüssigem Ammoniak, Gerstner, E., *Skriptum zum Anorganisch-chemischen Praktikum für Lehramtskandidaten*, 3., teilweise neu bearbeitete und erweiterte Auflage, 1993, 1. unveränderter Nachdruck 2003, Marburg 1993/2003
- Versuch 4: Verbrennung von Natrium, , Berger, C., Fickenfrerichs, H., Peper, R., Jansen, W., *Die Entdeckung der Alkalimetalle Natrium und Kalium und die Aufklärung der Zusammensetzung ihrer Oxide und Hydroxide durch Humphrey Davy*, Praxis der Naturwissenschaften Chemie 6/40, 1991
- Versuch 5: Reaktion von Natrium mit Wasserstoffperoxid, Brandl, H., *Versuche zur Chemolumineszenz mit Alkalimetallen*, Mathematisch-Naturwissenschaftlicher Unterricht 46/3, 1993
- Demonstration 1: Natrium schneiden & Autooxidation, Eicke, A.-L., eigene Idee
- Demonstration 2: Synthese von Natriumchlorid aus den Elementen, Rickelt, E., mündliche Anweisung