

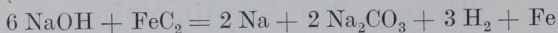
Natrium Na.

Atomgewicht und Molekulargewicht 22,88.

466. Natrium und Kalium kommen in zahlreichen Feldspathgesteinen vor. Der Zerfall der Natronsilikate bringt kohlen-saures Natron in den Ozean, das sich in Gegenwart von Chlormagnesium in das Chlorid umsetzt. Die Meerespflanzen nehmen Natriumsalze auf, in ihrer Asche findet man das Karbonat wieder.

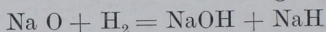
Die in technischer Hinsicht wichtigste Verbindung ist das Chlorid.

Natrium kann man durch Reduktion des Hydroxyds mit Eisenkarbid FeC_2 herstellen. Dieses stellt man durch Erhitzen von Eisen-spänen mit Pech dar.



Heutzutage stellt man das Natrium technisch durch Elektrolyse des geschmolzenen Natriumhydroxyds dar. Das Natrium ist viel leichter herzustellen als das Kalium. Es ist ein silberweißes, weiches Metall vom spezifischen Gewicht 0,97, das bei 96° schmilzt und bei 742° siedet. Auf das Wasser wirkt es heftig ein, allerdings weniger energisch als das Kalium. Der freigewordene Wasserstoff entzündet sich nicht. In der Industrie dient es als sehr kräftiges Reduktionsmittel. Ebenso dient es zur Darstellung des Superoxyds, des Cyanids und des Natriumamids NH_2Na .

Natriumoxyd Na_2O . Man hat dieses Oxyd kürzlich herstellen können, indem man das Natrium unter verringertem Druck mit wenig Sauerstoff oxydierte. Den Überschuß des Metalls destilliert man im luftleeren Raum ab. Es ist ein fester, weißlich gelber Körper, der in der Wärme durch Wasserstoff nach der Gleichung reduziert wird



Seine Bildungswärme beträgt 91 000 Kalorien.

Natriumsuperoxyd Na_2O_2 . Erhitzt man Natrium in einem Strom trockener Luft, so erhält man das Natriumsuperoxyd. Man bringt dazu das Metall in offene Aluminiumgefäße, die man in auf 400° erhitzte Öfen schiebt. Das Natriumsuperoxyd ist ein weißes Pulver, das sich mit Wasser in Natriumoxyd und Wasserstoffsuperoxyd zersetzt, welch letzteres sekundär unter Sauerstoffabgabe zerfällt. Trocken ist es ein sehr kräftiges Oxydationsmittel. Es dient zum Bleichen, wie zur Sauerstoffentwicklung (Oxylith).

Natriumhydroxyd NaOH , kaustisches Natron wird rein durch die Einwirkung des Wassers auf Natrium gewonnen. Seine industrielle Darstellung ist dieselbe wie die des kaustischen Kalis (vgl. 470), dem es in seinen Eigenschaften sehr ähnlich ist. Es zieht die Feuchtigkeit weniger begierig an als das Kaliumhydroxyd und bildet ein Hydrat $2\text{NaOH} \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Infolge seines geringeren Preises zieht man seine Verwendung der des Kaliumhydroxyds vor.

Fluornatrium NaF . Man erhält dieses Salz durch Neutralisation der Fluorwasserstoffsäure mit Natriumkarbonat. In Wasser ist

es wenig löslich (5%). Es dient als Antiseptikum, bisweilen wird es sogar zur Konservierung von Nahrungsmitteln verwendet (Milch), doch ist dies nicht empfehlenswert, da die Fluoride giftig sind.

Chlornatrium NaCl . Man gewinnt es aus den Steinsalzlageren und aus dem Meerwasser, das ungefähr $3\frac{1}{2}\%$ enthält (totes Meer 22%). In den heißen Ländern wird Meerwasser in flachen, großen Bassins verdunstet (Salzgärten). Das Kochsalz kristallisiert zuerst aus, die Jodide und Bromide, ebenso die Chloride des Calciums, Magnesiums usw. bleiben in den Mutterlauge zurück. In kalten Ländern (Archangel) läßt man Meerwasser gefrieren. Das Eis kristallisiert rein aus, und das Salz sammelt sich in den nicht gefrorenen Anteilen an (vgl. 177), aus denen man es schließlich durch Eindampfen in Kesseln abscheidet. Das rohe Salz muß gereinigt werden. Man löst es in Wasser auf und fügt eine Menge Natriumkarbonat zu, die genügt, um die Fremdmetalle als Karbonate auszufällen. Man filtriert ab und dampft in kupfernen Apparaten ein.

Das Chlornatrium kristallisiert in Würfeln, die sich in Pyramiden zusammenlegen. 100 Teile Wasser lösen bei 0° 36 Teile Salz. bei 100° 39 Teile. Die Löslichkeit des Salzes ist also wenig abhängig von Temperaturschwankungen. Man läßt das Chlornatrium auskristallisieren, indem man die kochenden Lösungen verdampft und die Kristalle herausholt, wie sie sich bilden. Salz ist in Alkohol unlöslich, es schmilzt bei 770° und verdampft bei heller Rotglut. Es dient als Ausgangspunkt für die Herstellung aller Natriumverbindungen.

Brom- und Jodnatrium sind sehr löslich und kristallisieren bei niedriger Temperatur mit $2\text{H}_2\text{O}$.

Chlorsaures Natrium, das sehr viel löslicher ist als KClO_3 , wird elektrolytisch dargestellt (vgl. 159) und heute anstatt des chlorsauren Kalis verwendet.

467. Schwefelsaures Natrium Na_2SO_4 . Im großen wird es industriell dargestellt:

1. durch Einwirkung konzentrierter Schwefelsäure auf 2 Moleküle Chlornatrium. Man bringt das Salz durch C in große Behälter

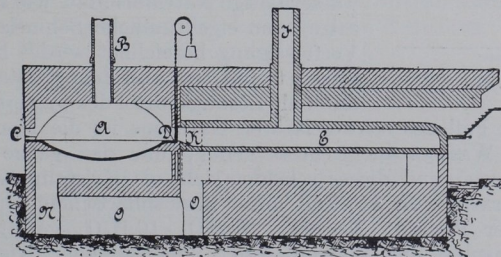


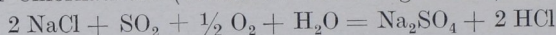
Fig. 60.

aus Gußeisen, die mit einem Deckel verschlossen sind. Schwefelsäure fügt man durch ein Bleirohr hinzu und erhitzt mäßig

in N. Es entsteht saures Natriumsulfat und Chlorwasserstoff. Dieser entweicht durch B und wird in Kaskadentürmen durch Wasser aufgenommen. Ist die Umsetzung in saures Sulfat vollendet, so öffnet man das Schiebeventil D und bringt die Mischung von Chlorid und saurem Natriumsulfat mit Hilfe von Krückeisen in die Muffel aus feuerfesten Steinen E, die auf Rotglut erhitzt ist. HCl entweicht durch J; durch die Türen K rührt man die Masse regelmäßig durcheinander, da sie nicht bis zum Schmelzen erhitzt werden darf (Fig. 60).

Das saure Sulfat, das bei der Darstellung der Salpetersäure abfällt (vgl. 289), kann gleichfalls zur Darstellung des neutralen Sulfats verwendet werden, indem man es in Muffelöfen mit Kochsalz erhitzt.

2. Durch Einwirkung eines Gemisches von Schwefligsäureanhydrid auf Chlornatrium (Verfahren von Hargreaves).



Das Salz wird in Briketts gepreßt und in große gußeiserne Zylinder gebracht, die auf 500° erhitzt werden, und in die man von unten die Gase der Pyritöfen und Wasserdampf einleitet. Jedes System enthält bis 50 t Salz, die Umwandlung dauert 3 Wochen.

Bei diesem Vorgang dient das Salz als Katalysator, als Kontaksubstanz, die die Bildung von Schwefelsäure (vgl. 232) aus SO_2 , O und H_2O verursacht.

Das schwefelsaure Natrium ist im Wasser löslich, und kristallisiert daraus wasserfrei bei einer Temperatur von über 33° . Seine Löslichkeit nimmt in dem Maße ab, wie die Temperatur ansteigt. Seine Löslichkeitskurve hat die in der Figur dargestellte Gestalt. Unter 33° kristallisiert das schwefelsaure Natrium mit 10 Molekülen Wasser. Dieses Salz, das oft als Glaubersalz bezeichnet wird, bildet schöne monokline Kristalle,

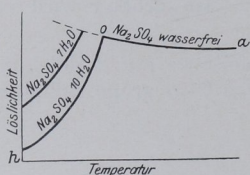


Fig. 61.

deren Löslichkeit sehr schnell mit der Temperatur abnimmt. 100 Teile Wasser lösen 184 Teile $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ bei 30° , 12 Teile bei 0° . Auf 33° erwärmt erleidet das kristallwasserhaltige Natriumsulfat, wie viele Hydratsalze, eine eigentümliche Schmelzung, die als Verflüssigung bezeichnet wird. Das Kristallwasser trennt sich von dem Kristall und dient dann als Lösungsmittel des wasserfreien Salzes.

Aber in dem Fall des schwefelsauren Natriums ist die Menge des freigewordenen Wassers nicht groß genug, um das ganze wasserfreie Salz aufzulösen, und dieses scheidet sich als Kristallpulver ab. Bei einer Temperatur von 33° und unter atmosphärischem Druck können also die vier Phasen: Na_2SO_4 , $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$, gesättigte Lösung von Natriumsulfat und Wasserdampf, nebeneinander existieren. Das System ist invariant (vgl. 451).

Oberhalb von 33° ist das System monovariant, denn es umfaßt nur noch drei Phasen; als unabhängige Variablen kann man Temperatur und Druck wählen. Die Kurve Oa (vgl. Fig. 61) ist dann der geometrische

Ort der Punkte (Temperatur und Konzentrationen), für die die drei Phasen Na_2SO_4 wasserfrei, Lösung von Natriumsulfat und Wasserdampf im Gleichgewicht sind. Ebenso ist unter 33° das System monovariant. Die feste Phase, die im stabilen Gleichgewicht mit einer Lösung von Natriumsulfat bestehen kann, ist $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ und die Kurve Oh ist der geometrische Ort der Gleichgewichtspunkte (TC). Punkt O ist ein Übergangspunkt.

Es wäre irrig anzunehmen, daß die Eigentümlichkeiten, die die Lösung des Natriumsulfats und ganz allgemein der Salze darbietet, die sich mit Kristallwasser ausscheiden können, dadurch bedingt werden, daß Hydrat- und wasserfreies Salz in Lösung zwei verschiedene chemische Individuen sind, deren jedes eine besondere Löslichkeit besitzt. Eine Lösung von Natriumsulfat enthält nur Na_2SO_4 Moleküle, sowohl über wie unter 33° . Hydratsalze bestehen im allgemeinen nur im festen Zustand¹⁾. Aber für einen gegebenen Druck unterhalb einer bestimmten Temperatur (33° bei Atmosphären Druck) ist die feste Phase, die sich im Gleichgewicht mit der Lösung befindet, das Hydratsalz, oberhalb dieser Temperatur das wasserfreie Salz.

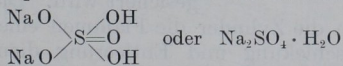
Es können sogar mehrere Übergangspunkte vorkommen, entsprechend dem gleichzeitigen Bestehen zweier Salze. Man kennt ein zweites Hydrat des Natriumsulfates, der Formel $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$; dies Hydrat kann nur bei niedrigen Temperaturen bestehen und ist viel löslicher als das Glaubersalz. Die Löslichkeitskurven beider Salze schneiden einander nicht (vgl. Fig. 61).

Das Salz $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ wird gewonnen, wenn man eine übersättigte Lösung des Glaubersalzes auf $+5^\circ$ abkühlt. In Gegenwart seiner Lösung bildet es einen Zustand labilen Gleichgewichtes. Fügt man dem System, das aus diesem Hydrat und seiner Lösung besteht, einen Glaubersalzkristall hinzu, so ist die flüssige Phase in bezug auf diesen übersättigt, es tritt eine reichliche Kristallisation von $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ ein. Dann ist die Lösung nicht mehr für das Hydrat $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ gesättigt, das sich fortschreitend auflöst, dann in Glaubersalz übergeht und so vollständig verschwindet.

Natriumsulfat findet man in vielen Mineralwässern vor, die ihm ihre abführenden Eigenschaften verdanken. Natriumsulfat dient zur Herstellung des Glases und des kohlenfauren Natriums. Glaubersalz dient in der Medizin als Abführmittel.

Saures Natriumsulfat ist ein Rückstand von der Herstellung der Salpetersäure.

¹⁾ Diese Behauptung widerspricht nicht dem, was früher über die Hydrate der Schwefelsäure erwähnt wurde (v. 240), die keine richtigen Additionsverbindungen sind, sondern wirkliche intermolekulare Verbindungen. Es ist klar, daß manche Salze ähnliche Verbindungen bilden könnten, die auch im Wasser bestehen könnten. Beispielsweise kann man sich ein Sulfat



vorstellen, das in gelöstem Zustand ein chemisches Individuum wäre, und auf das die eben ausgesprochene Behauptung nicht zur Anwendung käme.

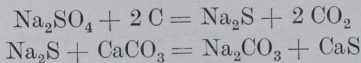
Natriumsulfid $\text{Na}_2\text{S} \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Darstellung siehe schweflige Säure. Es bildet große Kristalle, die im Dreifachen ihres Wassergewichtes löslich sind. Es wird als Reduktionsmittel verwendet, namentlich in der Photographie. Das saure Sulfid NaHSO_3 und das Pyrosulfid $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$ dienen gleichfalls als Reduktionsmittel, sie werden auch bei der Darstellung der Aldehyde verwendet.

Natriumnitrat NaNO_3 , Chilisalpeter (vgl. HNO_3) kristallisiert in Rhomboedern, ist in Wasser sehr löslich, 85 Teile in 100 Teilen Wasser von 15° , und etwas hygroskopisch, was seine Verwendung zur Herstellung von Schießpulver unmöglich macht. Außer der Benutzung als chemisches Düngemittel dient es zur Herstellung von HNO_3 , von NaNO_2 und KNO_3 .

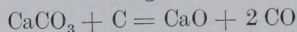
Natriumnitrit NaNO_2 wird im großen industriell durch Einwirkung von Blei auf Natriumnitrat dargestellt. In Wasser ist es sehr löslich; man gebraucht es in der Farbstoffindustrie (Darstellung der Diazoderivate, vgl. N_2O_3).

468. Kohlensaures Natron, Soda Na_2CO_3 . Man stellt sie auf zwei Wegen dar.

1. Leblanc-Prozeß. Ausgangspunkt ist das schwefelsaure Natrium, das man mit einem Gemisch von Kohle und kohlensaurem Kalk zur Rotglut erhitzt. Die Kohle reduziert das Sulfat zu Sulfid, das in doppelter Umsetzung mit CaCO_3 , CaS und Na_2CO_3 liefert.



Man verwendet einen kleinen Überschuß von Kohle und Kalkstein. Am Schlusse der Umsetzung entsteht Kalk und Kohlenoxyd



CO brennt an der Oberfläche der teigähnlich festen Masse, das Erscheinen dieser Flamme zeigt an, daß die Umsetzung beendet ist.

Das nötige Natriumsulfat wird in Sulfatöfen hergestellt. Der Kohlenstoff kommt in Form von Steinkohle oder Koks zur Verwendung. Man erhitzt die Masse auf dem Boden eines Flammofens; sie muß dabei umgerührt werden. Diese Operation erfordert von seiten des Arbeiters eine große Erfahrung, daher zieht man es jetzt vor, rotierende Öfen anzuwenden (vgl. Fig. 62). Das sind geräumige Zylinder aus Eisenblech, die innen mit feuerfesten Steinen ausgesetzt und einer Rotationsbewegung um ihre Achse unterworfen sind, wodurch ein regelmäßiges Durchmischen des Inhaltes gesichert wird. Die Erhitzung geht so vor sich, daß durch die Zylinder die Flammen eines Ofens F hindurchschlagen. Zur Beschickung und Entleerung dient O. Die halbgeschmolzene Masse, die man erhält, ist ein Gemisch von Na_2CO_3 (44%), CaS (27%), CaO , CaCO_3 und überschüssiger Kohle. Man zieht mit

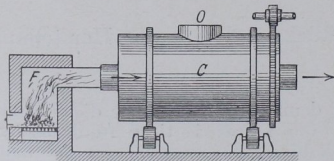
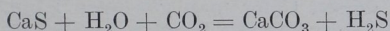


Fig. 62.

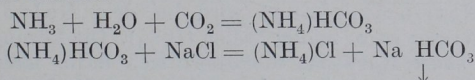
Wasser erschöpfend aus, kohlen saures Natrium löst sich auf, Schwefelcalcium bleibt ungelöst zurück. Ein Teil des Kalkes geht gleichfalls in Lösung und wirkt auf das kohlen saure Natrium unter Bildung von Natriumhydroxyd ein, das man immer in mehr oder minder starken Mengen in der nach dem Leblancprozeß hergestellten Soda findet. Die wässerige Lösung wird eingedampft, es entstehen große, rhombische Kristalle, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$, die kristallisierte Soda. Die Kristalle verwittern leicht; erhitzt man sie schwach, so schmelzen sie in ihrem Kristallwasser, das man durch Erhitzen auf 100° vollständig vertreiben kann. So gewinnt man die kalzinierte Soda.

Der Leblancprozeß bietet den Vorteil dar, Chlorwasserstoff als Nebenprodukt zu liefern. Dagegen ist der Brennstoffverbrauch beträchtlich, außerdem ist ein starker Verbrauch von Schwefelsäure notwendig, die schließlich in Schwefelcalcium übergeht. Dieses Schwefelcalcium enthält den gesamten Schwefel der Pyrite, die vom Fabrikanten zur Darstellung der Schwefelsäure angekauft werden. Früher war es ein Abfallprodukt der Fabrikation (Sodarückstände). Heutzutage gewinnt man den Schwefel wieder durch den Chanceprozeß. Man rührt das Schwefelcalcium mit Wasser an zu einem Brei, den man in eiserne Zylinder hineinbringt, und jagt durch die Masse einen Strom von Kohlen säureanhydrid. Es entsteht kohlen saurer Kalk und Schwefelwasserstoff.



Der kohlen saure Kalk wird wieder verwendet bei der Herstellung des kohlen sauren Natriums; der Schwefelwasserstoff wird unvollständig verbrannt in Gegenwart von Eisenoxyd, wobei Wasser und Schwefel entstehen. Dieser kann verkauft werden oder zur Herstellung von Schwefelsäure dienen.

Der Leblancprozeß wird immer mehr durch den Solvay- oder Ammoniak sodaprozeß verdrängt. Solvay ist nicht der Entdecker der chemischen Reaktion, die diesem Verfahren eigentümlich und seit 1838 bekannt ist, aber ihm verdankt man die Überwindung der zahlreichen Schwierigkeiten, die die Herstellung in der Industrie undurchführbar machten. Das Verfahren läuft darauf hinaus, einen Körper mit Hilfe eines anderen herzustellen, der zehnmal mehr kostet als das zu gewinnende Produkt, und dessen Verlust daher auf ein Minimum zu beschränken ist. Man geht vom Chlornatrium aus, von dem man eine 30% ige Lösung herstellt. Diese wird erst mit Ammoniak gesättigt, dann läßt man Kohlen säureanhydrid im Überschuß eintreten. Erst entsteht neutrales, dann saures Ammoniumkarbonat. Dieses setzt sich mit dem Chlornatrium um und liefert wenig lösliches saures Natriumkarbonat, das ausfällt.



Die ammoniakalische Lösung wird unter Druck und bei niedriger Temperatur in großen, vertikalen, kupfernen Zylindern mit der

Kohlensäure zusammengebracht. Die Zylinder sind mit durchbohrten Scheidewänden aus Metall versehen, auf die die ammoniakalischen Lösungen herabtropfen. Von unten läßt man das komprimierte Kohlensäureanhydrid zuströmen. Das saure kohlensaure Natrium wird an der Luft getrocknet und die Lösung von Chlorammonium sorgfältig angesammelt. Chlorammonium mit Kalk erhitzt, gibt wieder Ammoniak (vgl. 259), das in die Fabrikation zurückgeht. Das Chlor des Chlornatriums geht somit in das Chlor des Chlorcalciums über

Das saure Natriumkarbonat wird mäßig erhitzt, dabei zersetzt es sich in neutrales, wasserfreies Karbonat, Wasser und Kohlensäureanhydrid, das in den Kreislauf der Fabrikation zurückgeführt wird.

Der Vorteil des Solvayprozesses besteht in dem äußerst geringen Aufwand an Brennstoff, außerdem erspart er die ungeheuren Anlagen, die zur Darstellung der Schwefelsäure nötig sind. Im Leblancprozeß jedoch geht das Chlor des Kochsalzes in Chlorwasserstoff über. Nun besitzt diese Säure einen recht großen Handelswert und dient als Ausgangspunkt der Chlordarstellung. Bei dem Solvayprozeß dagegen findet man das Chlor im Chlorcalcium wieder, das die Industrie nicht benötigt. Man hat versucht, das Chlor aus dem Chlorcalcium zu gewinnen, aber ohne großen Erfolg. Ersetzt man bei der Behandlung des Chlorammoniums das Calciumoxyd durch Magnesia, so erhält man Chlormagnesium, dessen Chlor man gewinnen kann. Man mischt die Lösung von Chlormagnesium mit Magnesia, wobei ein basisches Chlorid, Cl-Mg-O-Mg Cl entsteht, das man zu einer porösen Masse trocknen kann. Wird diese im Luftstrom auf 400° erhitzt, so gibt sie $2 \text{ MgO} + \text{Cl}_2$ (vgl. 121). MgO geht in die Fabrikation zurück; das mit Luft gemischte Chlor dient zur Darstellung von Bleichsalzen.

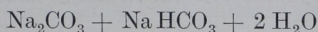
Man gewinnt kohlensaures Natrium auch durch Elektrolyse einer Chlornatriumlösung. Dazu läßt man ständig Kohlensäureanhydrid in den Kathodenraum eintreten, das kaustische Natron verwandelt sich dann in kohlensaures Natron.

Kohlensaures Natrium ist die Soda des Handels, sie ist in 7,5 Teilen Wasser von 15° und 2,2 Teilen von 100° löslich. Die heißen Lösungen setzen beim Abkühlen oberhalb von 36° Kristalle von $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 7 \text{ H}_2\text{O}$, unterhalb dieser Temperatur $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$ ab (vgl. mit Na_2SO_4). Die Lösung reagiert stark alkalisch.

Die Soda ist eins der wichtigsten Produkte der chemischen Großindustrie. Sie dient hauptsächlich zur Fabrikation des Glases und der Seifen. Ihre Lösungen werden im Haushalt zum Entfernen des Fettes benutzt. Die Produktion an kohlensaurem Natrium übersteigt 1250000 Tonnen, $\frac{2}{3}$ davon werden durch das Solvayverfahren gewonnen.

Saures Natriumkarbonat wird bei dem Solvayprozeß gewonnen. Im Wasser ist es mäßig löslich (10%). Die Lösung ist schwach alkalisch, das saure Karbonat dissoziiert sich darin langsam bei gewöhnlicher Temperatur, schnell bei 100° , unter Verlust von CO_2 , die frei wird. Es dient zur Darstellung von Kohlensäureanhydrid und als schwaches Alkali.

Trona ist ein Mineral der Formel



das man in Ägypten findet.

469. Eigenschaften der Natriumsalze (des Na'-Ions). Sie sind fast alle in Wasser löslich, mit Ausnahme des Perjodats NaJO_4 und des zweibasischen Pyroantimonats $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7$. Man benutzt eine Lösung von zweibasisch pyroantimonsaurem Kali, um die Anwesenheit von Natriumsalzen zu erkennen, die mit diesem Reagens einen kristallinen Niederschlag geben.

Alle flüchtigen Natriumverbindungen färben die Flamme gelb. Diese Reaktion ist außerordentlich empfindlich. Das Spektrum des Natriums ist charakteristisch und besteht aus einer gelben Linie (D von Fraunhofer.) In Wirklichkeit besteht diese Linie aus zwei sehr nahe aneinanderliegenden Linien $\lambda = 589,5$ und $589,9$.

Man wägt das Natrium als Chlorid oder als Sulfat. 100 Teile NaCl entsprechen 39,4 Teilen Natrium, 100 Teile Na_2SO_4 32,43 Teilen.

Bildungswärme einiger Natriumverbindungen.

| | fest | gelöst | | fest | gelöst |
|-----------------------|---------|---------|--------------------------|---------|---------|
| NaFl | 110 700 | 110 160 | NaOH | 102 700 | 112 500 |
| NaCl | 97 900 | 96 600 | Na_2SO_4 | 328 100 | 328 500 |
| NaBr | 89 800 | 89 500 | NaNO_3 | 110 700 | 106 500 |
| NaJ | 75 900 | 77 200 | Na_2CO_3 | 270 800 | 276 400 |
| Na_2O | 91 200 | | | | |

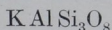
Alle diese Bildungswärmen mit Ausnahme der des Oxyds sind etwas kleiner als die der entsprechenden Kaliverbindungen. Das Natrium ist weniger metallisch als das Kalium.

Kalium K.

Atomgewicht 38,82.

470. Das Kalium ist ein Metall, das in der Natur in großen Mengen vorkommt. Man findet es in den Verdunstungsrückständen des Meerwassers als Chorkalium KCl , Sylvin, und als Doppelsalz von Chorkalium und Chlormagnesium MgCl_2KCl , Karnallit. Diese beiden Salze sind die Bestandteile, von denen man für die Darstellung fast aller Kaliumverbindungen ausgeht.

Das wichtigste Kaliummineral ist der Feldspat (Orthoklas), d. h. ein Doppelsilikat des Aluminium und des Kalium von der Formel



Dieser Feldspat ist die Grundlage sehr viel verbreiteter Gesteine; die meisten der ältesten Gesteine, Granit und Gneis, enthalten große Mengen von Feldspat. Trotz seiner anscheinenden Widerstandsfähigkeit unterliegt dieses Mineral im Laufe der Jahrhunderte unter dem Einfluß des Wassers und der atmosphärischen Kohlensäure einer Zersetzung.