



UNIVERSITÄTS-
BIBLIOTHEK
PADERBORN

Die Schule der Chemie, oder erster Unterricht in der Chemie

Stöckhardt, Julius Adolph

Braunschweig, 1881

Erste Gruppe. Alkalimetalle

[urn:nbn:de:hbz:466:1-88906](#)

M e t a l l e.

I. Abtheilung.

Leichte Metalle.

Erste Gruppe: Alkalimetalle.

K a l i u m (K).

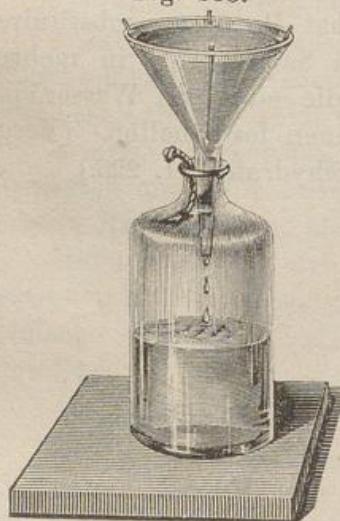
(Aeq.-Gew. = 39. [Pottaschenmetall.] — Specif. Gew. = 0,86.)

— 1807 von Davy entdeckt. —

Kohlensaures Kali oder Pottasche (KO_2).

269. Bereitung. Versuch. Auf ein Filter von Fliesspapier, welches man in einen Trichter gelegt hat, wird eine

Fig. 113.



In der Asche befinden sich alle die mineralischen Stoffe, welche die Pflanzen während ihres Wachstums aus dem Erd-

Handvoll Holzasche gebracht und nach und nach heisses Wasser darüber gegossen; die durchgelaufene Flüssigkeit schmeckt laugenhaft und bläut rothes Probirpapier. Dampft man sie in einem Porcellanschälchen bis zur Trockne ein, so bleibt zuletzt eine graue Salzmasse übrig, die durch Glühen in einem kleinen Porcellantiegel weiss wird; man nennt sie rohe Pottasche. In holzreichen Gegenden, z. B. in Amerika, Russland etc., bereitet man sie auf ähnliche Weise im Grossen und bringt sie als eine vielgebrauchte Waare in den Handel.

boden aufnahmen; sie sind nicht flüchtig und bleiben daher zurück, während die eigentliche Holz- oder Pflanzenmasse verbrennt. Das Lösliche davon wird von dem Wasser aufgenommen (Pottasche und andere lösliche Salze), das Unlösliche (Kieselerde, unlösliche Salze und unverbrannte Kohlenstückchen) bleibt im Filter zurück. Die Holzasche war bisher das Grundmaterial, aus welchem man alle anderen Kaliverbindungen darstellte, da die directe Gewinnung derselben aus kalireichen Mineralien, z. B. dem Kalifeldspath, zu grosse Kosten verursachte. Dies ist plötzlich ganz anders geworden, denn es hat sich in dem Salzwerke Stassfurt eine so mächtige Vorrathskammer von Kali aufgethan, dass man dieses jetzt aus dem sogenannten Abraumsalze, d. h. den oberen Schichten dieses Lagers, fabrikmässig abscheidet.

270. Reinigung der Pottasche. *Versuch.* 20 Grm. käufliche Pottasche werden mit 20 Grm. kaltem Wasser übergossen, öfters umgerührt und dann eine Nacht hingestellt. Die Flüssigkeit wird durch Filtration von dem Bodensatze, der hauptsächlich aus Kieselerde besteht, getrennt, bis zur Hälfte eingedampft und abermals eine Nacht hindurch der Ruhe überlassen, wobei die meisten fremden Salze herauskrystallisiren. Als solche kommen in der rohen Pottasche vor: kieselsaures und schwefelsaures Kali, Chlorkalium, Chlornatrium u. a. Aus der nochmals filtrirten Flüssigkeit erhält man beim Abdampfen bis zur Trockne, wobei fortwährend mit einem Glasstabe gerührt wird, eine weisse, krümlige Salzmasse, gereinigte Pottasche.

Die Pottasche ist sehr leicht löslich, sie wird daher zuerst von dem Wasser aufgenommen und zuletzt wieder daraus abgeschieden; die anderen Beimengungen sind schwerer löslich, sie bleiben zum Theil ungelöst, zum Theil krystallisiren sie aus der Flüssigkeit heraus, ehe noch die Pottasche ans Krystallisiren denkt. Es sind dies zwei Methoden, durch welche man schwer lösliche Stoffe von leicht löslichen trennen kann.

271. Eigenschaften und Zusammensetzung der Pottasche. *Versuch a.* Man stelle in einem Schälchen eine Portion Pottasche in eine Stube, eine andere in einen Keller: die erstere wird feucht, die letztere zerfliesst. Beide Proben ziehen Wasser aus der Luft an, die in der trockneren Stubenluft weniger, die

in der feuchteren Kellerluft mehr. Die Pottasche ist ein sehr hygrokopisches Salz.

Lösende Kraft der Pottasche. *Versuch b.* Man kuche in einem Töpfchen ein Stückchen grauer Leinwand und einige schmutzige oder fettige Kattun- oder Leinwandläppchen mit 10 Grm. Pottasche und 80 Grm. Wasser einige Zeit hindurch: die Flüssigkeit färbt sich dunkler, während die Läppchen heller und reiner werden. Was wir im gewöhnlichen Leben Schmutz nennen, ist Staub, der an Haut oder Kleidern etc. und zwar insbesondere dann festhaftet, wenn diese durch Schweiss feucht waren oder mit fettigen und anderen klebrigen Stoffen in Berührung kamen. Durch Pottasche können die letztgedachten Stoffe, wie auch der Farbstoff der rohen Leinwand, aufgelöst und entfernt werden. Hierauf beruht die vielfache Anwendung dieser Substanz zum Reinigen und Waschen.

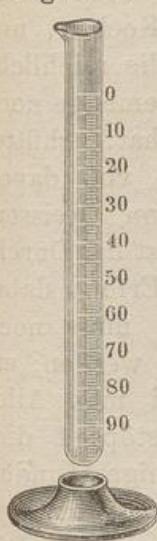
Bestandtheile der Pottasche. *Versuch c.* Ein Theelöffel voll Pottasche wird in einem Trinkglase mit Essig übergossen: es entweicht unter lebhaftem Aufbrausen eine Luftart, in der ein brennender Holzspan auslöscht. Diese Luftart ist die bekannte Kohlensäure; sie ist in der Pottasche mit dem basischen Kaliumoxyd oder Kali chemisch verbunden. Die Pottasche ist also ein Salz, kohlensaures Kali (KO, CO_2). Die schwache Kohlensäure ist nicht im Stande, die basischen Eigenchaften des Kalis vollständig aufzuheben, daher schmeckt die Pottasche laugenhaft und färbt rothes Lackmuspapier blau. Der Essig (wie Säuren überhaupt) kann das Kali völlig neutralisiren; setzt man so viel von ihm hinzu, bis weder rothes noch blaues Probirpapier verändert wird, filtrirt und verdampft die Flüssigkeit alsdann, so erhält man eine weisse Salzmasse, essigsaures Kali.

Man könnte meinen, dass die Kohlensäure, die so gern Luftform annimmt, durch Erhitzen leicht zu verjagen wäre; auf fallender Weise aber hält die Freundschaft derselben zum Kali die härteste Feuerprobe aus. Die Pottasche verliert selbst in der stärksten Glühhitze ihre Kohlensäure nicht.

272. Prüfung der Pottasche. Die Pottasche kommt von verschiedener Güte und Reinheit im Handel vor. Um dieselbe auf ihre Güte zu prüfen, oder mehre Sorten davon mit einander zu vergleichen, wähgt man sich 10 Grm. von jeder Sorte ab und

neutralisirt sie mit einer Säure. Da eine gute Pottasche mehr Säure

Fig. 114. braucht als eine schlechte, so kann man aus der Menge der verbrauchten Säure einen Schluss auf den Werth der Pottasche ziehen. Wer oft Pottasche zu prüfen hat, thut wohl, sich ein Alkalimeter anzuschaffen. Ein solches Instrument besteht aus einem in Grade getheilten (graduirten) Glascylinder, in dem man die Säuremenge, statt abzuwägen, abmisst. Hierzu muss man sich eine Probesäure anfertigen, die gerade so stark ist, dass ein Grad davon ein Decigramm reinen kohlensauren Kalis neutralisirt. Die Grade der verbrauchten Säure geben dann gleich den Gehalt der Pottasche an reinem kohlensauren Kali in Prozenten an. Auf gleiche Weise ermittelt man auch die Güte der Soda.



Zweifach kohlensaures Kali ($KO, CO_2 + HO, CO_2$).

273. Leitet man in eine Auflösung von Pottasche Kohlensäure, so nimmt die erstere noch einmal so viel Kohlensäure auf, als sie schon hat, und es setzen sich Krystalle ab, in welchen auf 1 Aeq. Kali 2 Aeq. Kohlensäure und ausserdem noch 1 Aeq. Wasser enthalten sind. Diese Verbindung gehört sonach zu den sauren Salzen. Beim Erhitzen entweicht das zweite, weniger fest gebundene Glied der Verbindung, 1 Aeq. Kohlensäure und das Wasser, ebenso bei längerem Kochen einer Lösung dieses Salzes. Dies der Grund, warum man dem Salze nicht die einfachere Formel $KO, 2CO_2, HO$, sondern die einer Doppelverbindung (kohlensaures Kali und kohlensaures Wasser) giebt.

Kaliumoxyd oder Kali (KO).

(Aeq.-Gew. = 47; als Hydrat = 56.)

274. Aetzkalilauge. Entzieht man der Pottasche die Kohlensäure, so bleibt Kali übrig.

Versuch. Man lege 20 Grm. gebrannten Kalk in eine Schüssel, besprenge ihn mit warmem Wasser und lasse ihn so Stöckhardt, die Schule der Chemie.

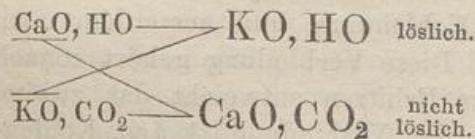
lange stehen, bis er sich gelöscht hat, d. h. zu einem staubigen Pulver zerfallen ist. Dann bringe man 20 Grm. Pottasche in einer eisernen Schale mit $\frac{1}{4}$ Liter Wasser zum Kochen, und setze der Flüssigkeit nach und nach theelöffelweise die reichliche Hälfte des gelöschten Kalkes hinzu. Nachdem das Gemenge noch

Fig. 115.



einige Zeit gekocht hat, schüttet man einen Theelöffel voll davon auf ein Filtrum von weissem Fliesspapier und giesst das Durchgelaufene in Essig. Erfolgt dabei ein Aufbrausen, so muss noch mehr Kalk zugegeben werden; erfolgt keins, so giesst man Alles in eine Flasche, verstöpselt dieses, und lässt sie einige Stunden lang ruhig stehen, damit der Satz sich am Boden ablagere. Die klare Flüssigkeit wird vorsichtig abgegossen und in einem wohlverstopften Glase aufbewahrt. Sie besteht aus Wasser, in welchem Kali aufgelöst ist, und heisst Aetzkalilauge.

Die Kohlensäure, welche vorher mit dem Kali verbunden war, ist während des Kochens an den Kalk getreten, wie man



leicht aus dem Brausen ersehen kann, welches entsteht, wenn man Essig oder eine andere Säure auf den weissen Kalksatz giesst. Aus dem Kalk ist kohlensaurer Kalk geworden, aus dem kohlensauren Kali aber Kali. Der kohlensaurer Kalk ist unlöslich, er setzt sich als ein weisses Pulver ab; das Kali ist löslich, es vereinigt sich mit dem vorhandenen Wasser.

Es muss hiernach scheinen, als sei der Kalk eine stärkere Basis als das Kali, da er dem letzteren die Kohlensäure wegnehmen kann; dies ist aber nicht richtig, denn in allen anderen Fällen ist das Kali stärker als der Kalk. Es kann aber eine schwächere Basis einer viel stärkeren die Säure entreissen, wenn sie mit dieser ein unlösliches Salz bildet. Der Kalk entzieht also dem Kali die Kohlensäure, nicht weil er eine grössere Affinität zu der Säure hat, sondern weil er

mit derselben eine unlösliche Verbindung (Kreide) giebt. In gleicher Weise vermag auch nicht selten eine schwächere Säure eine stärkere zu überwinden.

275. Kalihydrat oder Aetzkali (KO, HO). *Versuch.* Ein Theil der Aetzkalilauge wird in einem eisernen Schälchen (Glas und Porcellan werden angegriffen) eingedampft: das Wasser entweicht bis auf 1 Aeq., und es bleibt zuletzt eine weisse Salzmasse übrig, Kalihydrat. Durch stärkeres Erhitzen kann diese geschmolzen und in Stangen oder Platten ausgegossen werden (Aetzstein oder geschmolzenes Kali).

Das Aetzkali besteht aus einem Metalle (Kalium) und Sauerstoff (187). Ausserdem enthält es aber immer noch $\frac{1}{6}$ seines Gewichts Wasser (17 Proc.), welches selbst durch starkes Glühen nicht ausgetrieben werden kann; sein vollständiger Name ist demnach Kalihydrat (KO, HO). Dieses Wasser ist chemisch mit dem Kali verbunden, gleichsam als ob es eine Säure wäre. Das indifferenten Wasser kann sich gegen starke Basen wie eine Säure, gegen starke Säuren wie eine Basis verhalten (268).

276. Eigenschaften des Kalihydrats. *Versuch a.* Man lasse etwas trocknes Kalihydrat an der Luft liegen: es wird bald feucht werden, ja zerfliessen, und nach längerem Liegen aufbrausen, wenn man eine Säure hinzugesetzt. Das Kalihydrat hat zwei starke Leidenschaften: 1) zum Wasser, 2) zur Kohlensäure; beide saugt es aus der Luft auf und wird dann wieder zu kohlensaurem Kali oder Pottasche. Auch in Weingeist ist es löslich.

Kalihydrat wirkt ätzend. *Versuch b.* Man erwärme in einem Probergläschen etwas weisses Fließpapier, in einem anderen etwas graues mit Kalilauge: beide Papiere werden zerstört und aufgelöst, die Pflanzenfaser des weissen Papiers (Leinen oder Baumwolle) sehr langsam, die Thierfaser des grauen (Wolle) sehr schnell. Das Kali wirkt sehr ätzend oder kaustisch, namentlich auf thierische Stoffe. Das schlüpfrige Gefühl beim Reiben der Lauge zwischen den Fingern röhrt von einer allmäßigen Auflösung der Haut her.

Kalihydrat ist eine Basis. *Versuch c.* Man neutralisiere Kalilauge einmal mit Salpetersäure, dann mit Salzsäure: man er-

hält im ersten Falle ein in Säulen krystallisirendes Sauerstoffsalz, Salpeter (KO, NO_5), im zweiten Falle ein in Würfeln krystallisirendes Haloidsalz, Chlorkalium (KCl) nebst Wasser. Die hierbei stattfindende Erwärmung zeigt an, dass das Kali sich mit grosser Energie mit den Säuren verbindet. Die meisten Kalisalze sind in Wasser löslich.

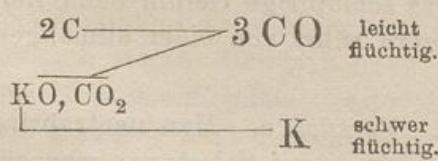
Kalihydrat ist eine starke Basis. *Versuch d.* Man löse ein Stückchen Kupfervitriol (schwefelsaures Kupferoxyd) in Wasser auf und tröpfle Kalilauge hinzu. Kali ist die stärkste Basis, welche wir kennen, sie entzieht daher dem Kupfervitriol die Schwefelsäure und bildet damit schwefelsaures Kali, welches gelöst bleibt. Das Kupferoxyd fällt, da es ohne eine Säure nicht in Wasser auflöslich ist, als Hydrat, d. h. mit Wasser chemisch verbunden, in Gestalt eines zarten, blauen Pulvers zu Boden und kann auf einem Filtrum gesammelt werden. Diese Methode wird sehr häufig angewendet, um aus Metallsalzen Metalloxyde auszuscheiden.

Kalihydrat bildet Seife. *Versuch e.* In einem Probirgläschen wird ein wenig Talg oder Fett mit Kalilauge gekocht: es entsteht nach und nach eine Vereinigung, es bildet sich Seife. Die mit Kali bereiteten Seifen bleiben weich, man nennt sie Schmierseifen.

Kalium (K).

277. Bereitung. Wird dem Kali der Sauerstoff entzogen, so bleibt Kalium übrig, ein Metall, welches eine so grosse Neigung hat, sich wieder mit Sauerstoff zu verbinden, dass es nur durch Uebergieissen mit Steinöl, einer Flüssigkeit, welche keinen Sauerstoff enthält, vor dem Oxydiren geschützt werden kann.

Um Kalium zu bereiten, erhitzt man gewöhnlich kohlensaures Kali mit Kohle in einer eisernen Flasche, die mit einem



eisernen Abzugsrohr verbunden ist, bis zum heftigsten Weissglühen. Bei dieser Temperatur verbindet sich die Kohle mit dem Sauerstoff der Kohlensäure

und des Kalis zu Kohlenoxydgas, welches entweicht. Das freigemachte Kalium verwandelt sich gleichfalls in Dampf, den man in Steinöl leitet, worin er sich zu einer festen, jedoch knetbaren, silberähnlichen Masse verdichtet.

Bei der Kohlensäure ist gezeigt worden (201), dass bei schwacher Hitze das Kalium der Kohle den Sauerstoff entziehen kann; in hoher Hitze geschieht hier das Gegentheil. Aehnliche Verschiedenheiten kommen nicht selten bei chemischen Proessen vor; sie zeigen, dass die Affinitäten der Körper zu einander durch die Temperatur sehr abgeändert werden.

278. Kalium zersetzt Wasser. *Versuch.* Man werfe ein erbsengrosses Stückchen von Kalium in eine Schüssel voll Wasser: es schwimmt unter lebhaftem Zischen auf dem Wasser und brennt dabei mit lebhafter, rother Flamme. Nach dem Verbrennen scheint es verschwunden, in der That aber findet es sich im Wasser, jedoch nicht mehr als Kalium, sondern als Kaliumoxyd — oder Kali (Kalihydrat), wie man leicht durch rothes Probirpapier erfahren kann, welches nun durch das Wasser gebläut wird. Es hat sich also während des Verbrennens mit Sauerstoff und Wasser verbunden; diesen Sauerstoff nahm es vom Wasser und dabei entstand eine so heftige Erhitzung, dass der zweite Bestandtheil des Wassers, das Wasserstoffgas, sich entzündete. Die rothe Farbe des letzteren röhrt von Kaliumdampf her.

Zerschneidet man ein Stückchen Kalium, so erscheint es silberglänzend, es läuft aber sogleich an und verwandelt sich beim Liegen an feuchter Luft in kurzer Zeit in einen weissen Körper, in Kalihydrat. In diesem Falle entnimmt es den Sauerstoff und das Wasser aus der Luft.

Ausser dem Kaliumoxyd giebt das Kalium mit Sauerstoff noch ein gelbes Superoxyd (KO_4).

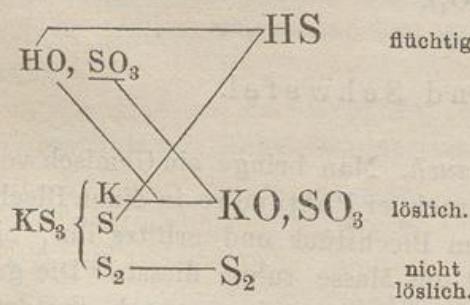
Kalium und Schwefel.

279. Schwefelleber. *Versuch.* Man bringe ein Gemisch von 3 Grm. Schwefel und 6 Grm. trockner Pottasche in einen Blechlöffel, bedecke diesen mit einem Blechstück und erhitze ihn, bis das Brausen aufgehört hat und die Masse ruhig fliesst. Die geschmolzene Masse sieht leberfarbig aus, und man gab ihr des-

wegen den Namen Schwefelleber; sie wird auf einen Stein gegossen und, falls sie sich entzünden sollte, mit einem Gefäß bedeckt, bis sie wieder ausgelöscht ist. Liegt sie einige Zeit an der Luft, so wird sie grünlich und feucht und entwickelt einen Geruch nach faulen Eiern. Der einfache Schwefel kann sich direct nicht mit der zusammengesetzten Pottasche verbinden, wohl aber dann, wenn diese ihre Kohlensäure und ihren Sauerstoff abgibt. Dies geschieht. Die Kohlensäure entweicht unter Brausen, der Sauerstoff aber verbindet sich mit $\frac{1}{4}$ des Schwefels zu Schwefelsäure, die mit einem Theile des unzersetzten Kalis zu schwefelsaurem Kali zusammentritt. Die Schwefelleber ist demnach ein Gemenge von dreifach Schwefelkali (K_2S_3) und schwefelsaurem Kali. Sie wird hauptsächlich zur Bereitung von Schwefelbädern angewendet. Wie man auf nassem Wege ein ähnliches Präparat erhält, ist 141 gezeigt worden.

Ausser der angegebenen Verbindung des Kaliums mit dem Schwefel giebt es noch drei andere, theils mit mehr, theils mit weniger Schwefel. Die niedrigste Schwefelungsstufe, einfacher Schwefelkali (K_2S), erhält man, wenn schwefelsaures Kali mit Kohle gebrannt wird, welche letztere den Sauerstoff sowohl vom Kali als von der Schwefelsäure wegnimmt, indem sie damit Kohlenoxyd bildet, welches entweicht. Auf gleiche Weise werden alle schwefelsauren Salze durch Glühen mit Kohle zu Schwefelmetallen reducirt.

280. Zersetzung der Schwefelleber. *Versuch.* In einem Probergläschen werden einige Stückchen Schwefelleber mit Wasser übergossen: man erhält eine gelbgrüne Lösung. Tröpfelt man zu dieser verdünnte Schwefelsäure, so entsteht eine starke Entwicklung von Schwefelwasserstoffgas, und die



Flüssigkeit wird milchig, weil sich $\frac{2}{3}$ des Schwefels nieder-schlagen (Schwefelmilch). Hierbei findet eine Wasserzer-setzung statt; der Sauerstoff des Wassers macht das Ka-lium zu Kali, welches sich mit der Schwefelsäure vereinigt, der Wasserstoff aber ent-

weicht mit $\frac{1}{3}$ des Schwefels als Schwefelwasserstoffgas. Aehnlich, nur langsamer, wirkt die Kohlensäure der Luft, und es erklärt sich hieraus, warum die Schwefelleber (ebenso der Rückstand beim Verbrennen des Schiesspulvers) von selbst einen Geruch nach faulen Eiern entwickelt, wenn man sie an der Luft liegen lässt. Setzt man eine Lösung derselben der Luft aus, so absorbirt das Schwefelkalium rasch Sauerstoff, und geht in unterschwefigsaurer, zuletzt in schwefelsaurer Kali über und Schwefel scheidet sich ab.

Chlorkalium (KCl).

281. Dieses Salz, dessen Bereitung schon 276, Versuch c angegeben worden, ist leichtlöslich und in Krystallform und Ge-

schmack dem Kochsalz gleich. Kleine Mengen davon finden sich in dem Meerwasser und den Salzsoolen, grössere in dem Stassfurter Abraumsalz, welches als die eingetrocknete Mutterlauge eines früheren Meeresbeckens anzusehen ist. Der in diesem vorkommende Carnallit ist eine Doppelverbindung von Chlorkalium und Chlormagnesium, der Leopoldit oder

Sylvin reines Chlorkalium. In Wasser gelöst kann man das Chlorkalium auch als salzaures Kali ansehen, denn $KCl + HO$ ist dasselbe wie KO, HCl .

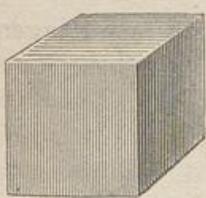


Fig. 116.

Jod- und Bromkalium (KJ und KBr).

282. Diese zwei Salze krystallisiren ebenfalls in weissen Würfeln und werden theils als Arzneimittel, theils in der Photographie gebraucht. Durch Chlorwasser wird freies Jod und Brom aus denselben abgeschieden. Auch Ozon scheidet Jod aus Jodkalium ab (s. Ozonometer 160).

Versuch. Um zu zeigen, dass in dem letzteren Salze wirklich Jod enthalten sei, erhitze man ein wenig davon mit etwas Braунstein und einigen Tropfen Schwefelsäure in einem Probirgläschen: es entweichen violette Dämpfe. Behandelt man Kochsalz auf dieselbe Weise, so erhält man bekanntlich Chlor (168). Der chemische Vorgang ist in beiden Fällen gleich.

Cyan Kalium (KC_y).

283. Ein höchst giftiges, in farblosen Würfeln krystallisirendes, nach Blausäure riechendes Salz, gewöhnlich geschmolzen als weisse Salzmasse vorkommend und dann etwas cyanssaures Kali enthaltend. In der Glühhitze schmilzt es leicht und geht durch Sauerstoffaufnahme in cyansaures Kali über; hierbei kann es den meisten Metalloxyden den Sauerstoff entziehen, und wird deshalb als eins der stärksten Reductionsmittel bei Löthrohrversuchen benutzt; selbst aus vielen Schwefelverbindungen scheidet es die Metalle ab. Auf nassem Wege bildet es mit Metallen sehr gern Doppelcyanüre; so mit Eisen das gelbe und rothe Blutlauengensalz. Mit Cyangold und Cyansilber bildet das Cyan Kalium die Metalllösungen, deren man sich zur galvanischen Vergoldung und Versilberung bedient.

Rhodankalium oder Schwefelcyan Kalium wird als Reagens auf Eisenoxydsalze angewendet (250).

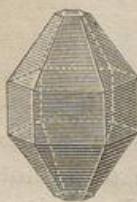
Schwefelsaures Kali (KO₃SO₃).

284. Versuch. 20 Grm. Pottasche werden in 80 Grm. warmem Wasser gelöst und mit verdünnter Schwefelsäure neu-

Fig. 117. tralisirt; die filtrirte Flüssigkeit dampft man ab, bis sich ein Salzhäutchen zeigt, und lässt sie einen Tag lang ruhig stehen. Die gewonnenen harten Krystalle, abgestumpfte, sechsseitige Doppelpyramiden und andere Formen, sind schwefelsaures Kali; sie sind schwer löslich im Wasser und besitzen einen bitterlichen Geschmack. Dieses Salz macht einen Bestandtheil des bekannten Alauns aus.

Doppelverbindungen von schwefelsaurem Kali mit schwefelsaurer Talkerde (schwefelsaure Kalimagnesia) kommen im Stassfurter Abraumsalze unter den Namen Schönit und Polyhalit vor; auch der Kainit kann hierher gezählt werden.

Saures oder zweifach schwefelsaures Kali (KO₃SO₃ + HO₃SO₃) wird als Nebenproduct bei der Bereitung der Salpetersäure aus Kalisalpeter erhalten (184). Es schmeckt und reagirt sehr sauer und ist als eine Verbindung von schwefelsaurem



Kali mit Schwefelsäurehydrat anzusehen. Letzteres ist so fest gebunden, dass es erst in der Glühhitze entweicht und neutrales schwefelsaures Kali zurücklässt.

Salpetersaures Kali oder Salpeter (KO_2NO_5).

285. Darstellung. Versuch. 20 Grm. Pottasche werden in 40 Grm. heissem Wasser gelöst und mit Salpetersäure neutralisiert; die Flüssigkeit wird nachher bis zum Kochen erhitzt, filtrirt und zum Erkalten hingestellt: es werden sich aus derselben säulenförmige Krystalle von Salpeter absetzen, die leicht löslich in Wasser sind, kühlend schmecken und sich an der Luft nicht verändern (siehe Fig. 26).

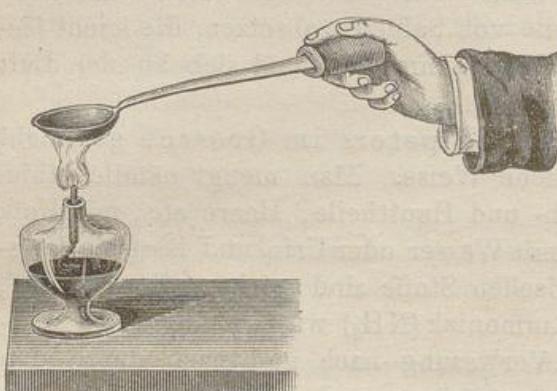
Die Darstellung des Salpeters im Grossen geschieht auf eine ganz eigenthümliche Weise. Man mengt nämlich thierische Stoffe, z. B. Fleisch- und Hauttheile, Haare etc., mit Kalk und Erde, besprengt sie mit Wasser oder Urin und lässt sie langsam verwesen. Die thierischen Stoffe sind reich an Stickstoff, der bei der Fäulniss zu Ammoniak (NH_3) wird, welches sich während der nachfolgenden Verwesung nach und nach durch den Sauerstoff der Luft zu Salpetersäure und Wasser oxydirt. Die entstandene Salpetersäure wird alsbald durch den Kalk gebunden. Verwesen thierische Stoffe ohne Kalk oder eine andere starke Basis, so entsteht nur Ammoniak und etwas salpetersaures Ammoniak; die starke Basis ist es also, welche den Stickstoff dazu disponirt, sich mit dem Sauerstoff zu verbinden (163). Nach Beendigung der Verwesung zieht man die Erde mit Wasser aus und erhält eine Lösung von salpetersaurem Kalk, welche durch Pottasche in lösliches salpetersaures Kali und unlöslichen kohlensauren Kalk umgewandelt wird. Man nennt solche Anlagen Salpeterplantagen; ihnen ähnlich sind die Compostanlagen der Gärtner und Landwirthe. Den meisten Salpeter bekommen wir aus Ostindien, wo er sich in manchen kalihaltigen Kalksteinen durch Verwesung stickstoffhaltiger Verbindungen von selbst bildet.

286. Eigenschaften des Salpeters. Versuch a. Man erhitze etwas Salpeter in einem Probirgläschen: er schmilzt; giesst man ihn tropfenweise auf einen kalten Stein aus, so erhält man Salpeterkügelchen. Bei stärkerem Erhitzen entweicht Sauer-

stoff, wodurch das salpetersaure Kali in salpetrigsaures Kali übergeht.

Versuch b. Man mische 2 Grm. Eisenpulver mit 1 Grm. Salpeter und erhitze die Mischung in einem Blechlöffel, dessen Stiel man in einen Kork gesteckt hat: es erfolgt ein lebhaftes Erglühen des Gemenges; das Eisen wird durch den Sauerstoff der Salpetersäure oxydiert, während der Stickstoff entweicht. Das

Fig. 118.



übrig bleibende Kali kann durch Wasser aufgelöst werden. Der Salpeter eignet sich demnach sehr gut dazu, um aus Metallen Metalloxyde zu machen.

Versuch c. Legt man einen Salpeterkrystall auf eine glühende Kohle, so sprüht er lebhaft, er ver-

pufft. Auch hierbei wird die Salpetersäure zersetzt und ihre plötzliche Verwandlung in zwei Luftarten ist die Ursache des erwähnten Sprühens. Der freiwerdende Sauerstoff findet aber in der Kohle einen Körper, mit dem er sich verbinden kann; die entweichenden Gasarten sind demnach Kohlensäure und Stickstoff. Ein Theil der gebildeten Kohlensäure vereinigt sich mit dem zurückbleibenden Kali. Aus KO, NO_5 und $2\frac{1}{2} C$ entstehen KO, CO_2 , ferner $1\frac{1}{2} CO_2$ und N. Die rückständige, auf der Kohle festgeschmolzene Salzmasse reagirt basisch und braust mit Säuren, sie ist kohlensaures Kali oder Pottasche. Körper, die leicht anbrennen sollen, werden oft mit einer Auflösung von Salpeter getränkt, z. B. Feuerschwamm, Lutten etc.

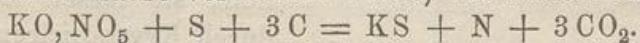
Wird Salpeter mit Schwefelsäure erhitzt, so entweicht die Salpetersäure (184).

Thierische Stoffe werden durch Salpeter vor Fäulniss geschützt; man wendet ihn deswegen zum Einpökeln des Fleisches an.

Schiesspulver.

287. Bereitung. Versuch a. 24 Grm. Salpeterpulver, 4 Grm. Kohlenpulver und 4 Grm. Schwefel werden in einem Mörser genau gemischt; man nennt dieses Pulver Mehlpulver. Einige Messerspitzen davon werden auf einen Stein geschüttet und durch einen glimmenden Span entzündet: es entsteht eine lebhafte Verpuffung. Das übrige Pulver stösse man mit einigen Tropfen Wasser so lange zusammen, bis ein Teig entsteht, den man durch einen blechernen Durchschlag drückt. Die erhaltene, fadenförmige Masse wird, wenn sie halb trocken geworden, durch gelindes Reiben mit den Fingern zu kleinen Körnchen zertheilt; diese sind Schiesspulver.

Verpuffung. Versuch b. Man lege auf ein Stückchen Eisenblech etwas Schiesspulver und entzünde es: die Verpuffung erfolgt noch schneller, d. h. die Gasentwicklung noch plötzlicher, als bei dem Mehlpulver, weil das gekörnte Schiesspulver lockerer auf einander liegt und viel mehr Zwischenräume lässt als das pulverisirte. Man nahm bisher an, dass die Verbrennung des Schiesspulvers so erfolge, dass sich aus dem Kali des Salpeters Schwefelkalium erzeuge und dessen Sauerstoff auch noch zur Bildung von Kohlensäure verwendet werde, wie die Gleichung zeigt:

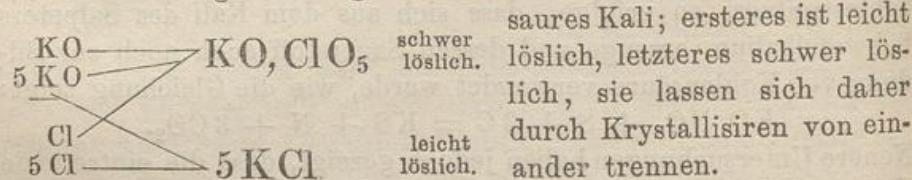


Neuere Untersuchungen haben jedoch gezeigt, dass die eintretende Zersetzung viel complicirter ist und dass einerseits der verbleibende feste Rückstand vorherrschend aus schwefelsaurem und kohlensaurem Kali mit nur sehr wenig Schwefelkalium besteht, andererseits aber sich neben dem Stickstoff und der Kohlensäure aus dem in der Kohle noch vorhandenen Wasserstoff und Sauerstoff auch noch andere Gasarten, nämlich freier Wasserstoff, Schwefelwasserstoff und Kohlenoxyd erzeugen. Geht die Verpuffung des Schiesspulvers in einem abgesperrten Raum, z. B. in einem Gewehre, vor sich, so wird sie zur Explosion oder Detonation. Die plötzlich aus dem Pulver entbundenen erhitzten Gase befinden sich hier in einem mehrhundertfach comprimirten Zustand und äussern daher vermöge ihrer Expansivkraft einen so mächtigen Druck auf die Wände des Gewehres und der Patronen aus, dass sie im Stande sind, entweder die letztere fortzuschleu-

dern oder den Lauf des Gewehres zu zertrümmern. Der bei der Verbrennung bleibende Rückstand wird bald feucht an der Luft, denn kohlensaures Kali und Schwefelkalium sind ein Paar hygroscopische Körper; er entwickelt einen Geruch nach faulen Eiern, denn aus dem Schwefelkalium erzeugt sich Schwefelwasserstoff (280); zugleich schwärzt sich das Eisenblech, weil es, ganz so wie bei Versuch d. 148, auf der Oberfläche zu schwarzem Schwefeleisen wird. Gleiches geschieht mit den eisernen Läufen der Schiessgewehre.

Chlorsaures Kali (KO, ClO_5).

288. Bereitung. Dieses Salz kann, wie schon seine Formel zeigt, gleichsam als ein Bruder des Salpeters angesehen werden; seine Gemüthsart aber ist im Vergleich zu diesem noch ungleich unbändiger und heftiger, da die Chlorsäure noch viel leichter zerlegt wird als die Salpetersäure. Um dasselbe zu bereiten, leitet man Chlorgas in eine heisse Auflösung von Kali. Der Vorgang dabei wird sich aus dem nebenstehenden Schema erklären: es bilden sich gleichzeitig zwei Salze: Chlorkalium und chlor-



289. Eigenschaften. *Versuch a.* Durch blosses Erhitzen zerfällt das chlorsaure Kali sehr leicht in Sauerstoff und Chlorkalium; man benutzt es daher zur Sauerstoffbereitung, wie bei Nr. 60 gezeigt wurde. — Mit Metallen erhitzt, verwandelt es diese, dem Salpeter gleich (286), in Oxyde. — Mit Salzsäure erhitzt, liefert es Chlor. Dieses kommt aber nicht aus dem chlorsauren Kali, sondern aus der Salzsäure, welcher durch den Sauerstoff der Chlorsäure, auf dieselbe Weise wie durch den Sauerstoff des Braunsteins oder der Salpetersäure, ihr Wasserstoff entzogen wird (166. 247).

Verpuffung. *Versuch b.* Auf glühende Kohle gestreut, verpufft es noch lebhafter, als Salpeter; der freiwerdende Sauerstoff verursacht eine höchst energische Verbrennung der Kohle.

Es ist deshalb ein Hauptbestandtheil der bunten Feuerwerks-sätze. Das weisse Schiesspulver besteht aus 49 chlor-saurem Kali, 28 Kaliumeisencyanür und 23 Zucker, woraus beim Verbrennen Kohlensäure, Kohlenoxyd, Stickstoff und Wassergas entbunden werden.

Beim Pulvern und Mischen des chlorsauren Kalis ist die grösste Vorsicht zu beobachten, da es schon durch starkes Reiben und Stossen explodiren kann. Will man es fein rei-ben, so muss man es jederzeit vorher mit einigen Tropfen Wasser anfeuchten; das Mischen mit anderen Stoffen nimmt man nur mit den Fingern vor.

Feuererzeugung. *Versuch c.* Man streue einige Krümel-chchen chlorsaures Kali in ein Becherglas und giesse ein wenig Weingeist, und nach diesem einige Tropfen Schwefelsäure hinzu: die Schwefelsäure treibt die Chlorsäure aus, welche so-gleich zerfällt; dabei entsteht eine solche Erhitzung, dass sich der Weingeist entzündet.

290. Zündhölzchen. *Versuch.* Man mische einige Krümel-chchen chlorsaures Kali zwischen den Fingern mit ungefähr der Hälfte Schwefelblumen und streue das Gemisch auf Schwefel-säure, die man in ein Bechergläschen gegossen hat: es entsteht ein lebhaftes Knistern und eine Entzündung des Schwefels. Bei den früher gebräuchlichen Tunk- oder Fixfeuerzeugen fand derselbe Vorgang statt. Die Zündhölzchen dazu bereitete man so, dass man Holzstäbchen an dem einen Ende erst in geschmolzenen Schwefel, dann in einen aus chlorsaurem Kali, Schwefel, Zinno-ber und Gummi arabicum zusammengemischten Brei eintauchte und trocknete. In den Zündfläschchen befand sich mit rauchen-der Schwefelsäure angefeuchteter Asbest. Stiess man nun ein Hölzchen auf letzteren, so bewirkte die haften gebliebene Schwe-felsäure eine Verpuffung der Zündmasse und eine Entzündung des Schwefels.

Bei den schwedischen Reibzündhölzchen besteht die Zündmasse aus chlorsaurem Kali und Schwefelantimon, man bringt diese aber, statt durch Schwefelsäure, durch Streichen auf einer aus amorphem oder rothem Phosphor nebst Schwefelkies, Glaspulver und Leim hergestellten Reibfläche zur Entzündung. Durch die bei der Reibung entstandene Wärme wandelt sich

etwas von dem nicht entzündlichen rothen Phosphor in leichtentzündlichen gewöhnlichen Phosphor um, welcher die Zündmasse zur Verbrennung bringt, die sich von dieser auf das mit Paraffin getränktes Holz weiter verbreitet.

Kieselsaures Kali (Kalisilicate).

291. Das natürlich vorkommende kieselsaure Kali ($KO, 3SiO_2$) macht einen wesentlichen Bestandtheil vieler Mineralien, namentlich des Feldspaths und Glimmers, wie des Erdbodens, aus. Obwohl in reinem Wasser unlöslich, wird es doch durch kohlenäsurrehaltiges Wasser bei der Verwitterung langsam gelöst (KO, SiO_2) und gelangt auf diese Weise einerseits in die Quellwässer, die immer kleine Mengen davon enthalten, andererseits in die Pflanzen, die beide Bestandtheile zu ihrer Ernährung erfordern.

Versuch. Zur künstlichen Bildung von kieselsaurem Kali schmelze man auf einer Holzkohle durch die Löthrohrflamme etwas Kali mit Sand zusammen: man erhält es in diesem Falle

Fig. 119.



in glasartig-amorphe Form. Viel Sand mit wenig Kali giebt ein fast ganz unlösliches Glas, den Hauptbestandtheil des deutschen Flaschen- und Fensterglasses (316). Viel Kali mit wenig Sand liefert dagegen das sogenannte Wasserglas, welches bei längerem Kochen mit Wasser eine dickliche Lösung giebt, welche als ein feuersichernder Anstrich für Holz, Leinwand etc.,

oder zur Herstellung eines wasserdichten Ueberzuges auf Holz- und Mauerwerk, oder zur Fixation von Frescogemälden, oder als ein billigeres Surrogat der Seife beim Reinigen der Wäsche Anwendung findet. In 235 ist die Bereitung einer solchen Lösung auf nassem Wege angegeben.

Saures weinsaures Kali oder Weinstein $(\text{KO})_2 \text{O}(\text{HO})_2$.

292. Sauerampfer, Weinranken, unreife Weintrauben etc. schmecken sauer; sie enthalten ein saures Salz, Weinstein (255). Das Kali dazu nehmen diese Pflanzen aus dem Erdboden, die Wein-

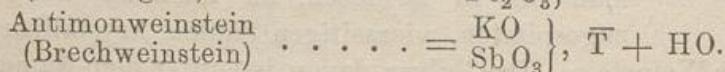
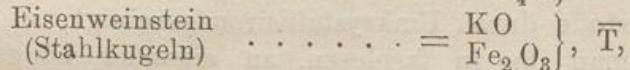
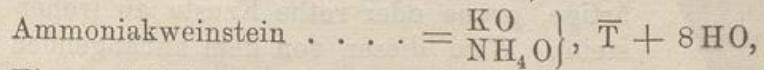
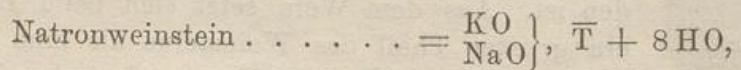
Fig. 120. säure aber bereiten sie sich selbst in ihrem Innern auf eine uns noch unbekannte Weise. Auch die reifen Trauben enthalten Weinstein, der saure Geschmack wird aber darin durch den süßen des Zuckers verdeckt, und wir bemerken ihn daher erst dann, wenn der Zucker durch Gährung zu Weingeist, d. h. wenn der Most zu Wein geworden ist. Aus dem Wein setzt sich beim Lagern ein grosser Theil des Weinstins als eine steinartige, graue oder rothe Kruste ab (roher Weinstein). Wird dieser von dem anhängenden Farbstoffen durch Umkristallisiren gereinigt, so erhält man ihn in farblosen, an einander hängenden, zugespitzten, vierseitigen Säulen kristallisiert (gereinigter Weinstein). Das Pulver davon ist unter dem Namen Cremor tartari bekannt genug. Die Weinsäure ist eine zweibasische Säure ($2\text{HO}, \text{C}_8\text{H}_4\text{O}_{10}$), sie ist im Weinstein, wie die Formel der Ueberschrift andeutet, mit 1 Aeq. Kali und 1 Aeq. basischem Wasser verbunden. In Nr. 255 ist seine Zusammensetzung noch nach der älteren Ansicht angegeben. Der Weinstein ist sehr schwer löslich in Wasser. Dass er beim Erhitzen zu kohlensaurem Kali verbrennt, wurde schon bei der Weinsäure angegeben. Man stellt sich die reine Pottasche gewöhnlich aus Weinstein dar.

Neutrales weinsaures Kali $(\text{KO})_2 \text{O}(\text{HO})_2$.

293. Versuch. Um dieses als Arzneimittel viel gebrauchte Salz zu bereiten, löse man 10 Grm. reine Pottasche in 50 Grm.

Wasser auf, setze 20 Grm. gereinigten Weinstein hinzu und lasse die Mischung unter öfterem Umrühren einen Tag lang an einem warmen Orte stehen. Die Kohlensäure der Pottasche entweicht, das Kali derselben aber tritt an die Stelle des basischen Wasseräquivalents im Weinstein. Die filtrirte Flüssigkeit giebt nach hinlänglichem Abdampfen säulenförmige Krystalle, oder beim Eindampfen bis zur Trockne ein weisses Salzpulver. Dieses Salz ist sehr leicht löslich, zugleich aber auch sehr leicht zersetzbär durch andere, selbst sehr schwache Säuren. Man vermische eine Lösung davon mit Essig: es fällt ein weisses Pulver, Cremor tartari, nieder. Das zweite Äquivalent der Basis wird nämlich durch andere Säuren überaus leicht wieder weggenommen und dadurch das schwer lösliche saure Salz (Weinstein) wieder hergestellt.

Wie in dem vorstehenden Versuche das basische Wasser des Weinstens durch Kali ersetzt wurde, so kann dasselbe auch durch andere Basen ersetzt werden. Man erhält auf diese Weise die sogenannten medicinischen Weinstene, von denen folgende noch als Arzneimittel gebraucht werden:



Saures oxalsaures Kali oder Kleesalz.

294. Die Blätter des Sauerklees haben auch einen sauren Geschmack; sie enthalten auch ein saures Salz; die Basis desselben ist auch Kali, die Säure aber nicht Weinsäure, sondern Kleesäure oder Oxalsäure. An den Orten, wo der Sauerklee häufig wächst, presst man den Saft davon aus und erhält durch Abdampfen und Umkrystallisiren das Salz in weissen, schwer löslichen Krystallen. Von diesem Salze ist schon in Nr. 260 die Rede gewesen; man benutzt es im gewöhnlichen Leben, um Eisen- und Tintenflecke aus der Wäsche zu entfernen.

Erkennung der Kaliumsalze.

295. Die meisten Kaliumsalze sind in Wasser ziemlich leichtlöslich, von den bekannteren Salzen ist der Weinstein am schwersten (in circa 180 Thln. Wasser) löslich. Versetzt man concentrirte Kalilösungen mit überschüssiger Weinsäure, so erzeugt sich dieses Salz (saures weinsaures Kali) als ein weisser krystallischer Niederschlag (255). Ein weit genaueres Reagens ist eine Lösung von Platinchlorid, welche selbst in sehr verdünnten Kalilösungen einen krystallinischen, schweren, gelben Niederschlag, ein Doppelsalz von Chlorkalium und Platinchlorid, hervorbringt. Der Weingeist- oder Gasflamme ertheilen die Kaliumsalze eine bläulich-violette Färbung, ihr Spectrum zeigt eine charakteristische rothe und eine blaue Linie (s. Anhang).

Kaliumsalze als Düngemittel.

296. Thiere und Menschen bedürfen des Kaliums oder Kalis zum Aufbau ihres Körpers wie zur Ausübung ihrer Lebensfunktionen. Bei den Thieren finden wir das Kali immer in der reichlichsten Menge in dem Saft des Fleisches, hauptsächlich mit Phosphorsäure verbunden, bei den Pflanzen in den Blättern und Wurzeln, hauptsächlich in Verbindung mit organischen Säuren. Die Thiere erhalten ihren Kalibedarf von den Pflanzen, die Pflanzen von dem Erdboden. Enthält der letztere nicht die für eine reichliche Ernte nothwendige Menge davon in löslichem Zustande, so wird sich nur eine kärgliche Ernte ausbilden können, wenn man diesen Mangel nicht durch Zufuhr von löslichen oder doch leicht aufschliessbaren Kaliverbindungen, so z. B. durch Urin, Stallmist, Compost, Runkelrübenschlempe, Holzasche, Stassfurter Kalisalze u. a. abhilft. Unter den Pflanzen selbst herrscht aber eine grosse Verschiedenheit bezüglich ihres Kalibedarfs. So finden sich beispielsweise etwa an Kali in 1000 Pfd. völlig trockner Pflanzenmasse: von Nadelholz $\frac{1}{2}$ Pfd., von Laubholz 1 Pfd., von Reisigholz 2 Pfd., von Roggenstroh 8 Pfd., von Haferstroh 10 Pfd., von Wiesenheu 18 Pfd., von Kleeheu 20 Pfd., von Kartoffelknollen 24 Pfd., von Runkelrüben 35 Pfd., von Taback 50 bis 60 Pfd. u. s. f. Es erhellt hieraus, dass die eine Pflanzenart dem Boden viel mehr Kali zu entziehen vermag als die andere, und dass ein Boden für eine Pflanzenart an Kali erschöpft sein kann, während sein Kali gehalt für eine andere noch hinreicht.

Natrium (Na).

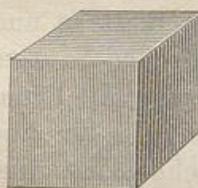
(Aeq.-Gew. = 23 [Sodametall]. — Specif. Gew. = 0,97.)

— 1807 von Davy entdeckt. —

Chlornatrium oder Kochsalz (NaCl).

297. Eigenschaften. *Versuch a.* Man schütte zu $2\frac{3}{4}$ Thln. kalten Wassers 1 Thl. Kochsalz: es wird sich beim Umrühren vollständig auflösen; man setze noch etwas Salz hinzu: es wird nichts mehr davon gelöst. Der Versuch wird wiederholt, nur mit heissem statt kaltem Wasser: der Erfolg ist genau derselbe. Das Kochsalz hat die auffallende Eigenthümlichkeit, dass es in kaltem und heissem Wasser gleich löslich ist. Von fast allen anderen Salzen löst heisses Wasser mehr auf als kaltes. Man stelle die eine dieser Auflösungen an einen warmen Ort: es bilden sich beim allmälichen Verdampfen regelmässige, durch-

Fig. 121.



sichtige Würfel von Kochsalz. Die andere Auflösung wird in einem Schälchen unter Umrühren eingekocht: sie giebt ein krümliches, undurchsichtiges Salzpulver (gestörte Krystalle). Wie zuletzt angegeben, verfährt man bei der Darstellung des Kochsalzes im Grossen; daher die krümliche Beschaffenheit des gewöhnlichen Kochsalzes.

Kochsalz mit Krystallwasser. *Versuch b.* Stellt man eine Kochsalzlösung bei starker Winterkälte ins Freie, so erzeugen sich in derselben durchsichtige, säulenförmige Krystalle, die über $\frac{1}{3}$ Wasser enthalten. Auf die Hand gelegt werden diese schnell trübe und zergehen zu einem Brei, in dem man zahllose kleine Würfel wahrnimmt. Dieser Versuch zeigt recht deutlich:

1) Wie ein und derselbe Körper bei verschiedener Temperatur verschiedene Gestalten annehmen kann; das Kochsalz kry stallisiert gewöhnlich (wasserfrei) in Würfeln, in der Kälte (wasserhaltig) in Säulen.

2) Welchen grossen Einfluss die Temperatur auf die Ver wandtschaften der Körper zu einander hat. Ueber dem Eispunkte hat das Kochsalz keine Affinität zum Wasser, man erhält wasserfreie Würfel; unter dem Eispunkte hat es Affinität zu ihm, man

erhält Säulen, die aus einer chemischen Verbindung von Kochsalz und Wasser bestehen.

3) Wie leicht manche chemische Verwandtschaftsbande wieder zerrissen werden können; die Wärme der Hand reicht schon hin, um die Affinität des Kochsalzes zum Wasser aufzuheben.

Verknistern des Kochsalzes. *Versuch c.* Man erhitze ein wenig Kochsalz auf einem Platinbleche: es knistert lebhaft und wird zum Theil weggeschleudert; das übrig gebliebene schmilzt, wenn das Blech stark glüht. Das Verknistern röhrt von einer Spur Wasser (Verknisterungs- oder Decrepitationswasser) her, welches im Innern der Krystalle zurückgeblieben ist; beim Erhitzen dehnt sich dieses aus und sprengt die Krystalle auseinander.

Bestandtheile. Das Kochsalz wurde bei den früheren Versuchen schon zweimal künstlich dargestellt, nämlich einmal aus Natrium und Chlor, dann aus Soda und Salzsäure; seine Bestandtheile sind also schon bekannt. Es hat die Formel NaCl. Ist Wasser dabei, so kann man es auch als salzaures Natron ansehen, denn $\text{NaCl} + \text{HO}$ ist dasselbe wie NaO, HCl .

298. Vorkommen des Kochsalzes. Erde und Meer sind reich an Kochsalz, wir haben daher keine grosse Mühe, es uns in grosser Menge zu verschaffen. An manchen Orten findet es sich im Innern der Erde in mächtigen Lagern und man hat nur nöthig, es herauszubrechen und heraufzuschaffen. Dieses Salz sieht wie ein durchsichtiger Stein aus, und man nennt es deswegen Steinsalz. Bei den Lagern in Stassfurt und Erfurt enthalten die oberen, bitteren Schichten, Abraumsalz genannt, reichliche Mengen von Kali- und Talkerdesalzen und werden auf diese verarbeitet oder als Düngemittel benutzt (281). Da, wo das Steinsalz mit Steinen und Erden gemengt vorkommt, bohrt man ein Loch bis in die Mitte des Lagers, lässt Wasser hinablaufen und pumpt es wieder heraus, wenn es sich mit Kochsalz gesättigt hat. In der Bergmannssprache heisst Kochsalzlösung Salzsoole, daher der Name: künstliche Soole. Das Wasser wird durch Abdampfen wieder vertrieben. An anderen Orten findet man Quellen, die Kochsalz aufgelöst enthalten, sogenannte natürliche Soolen. Diese entstehen jedenfalls dadurch, dass

das in die Erde einsickernde Wasser, welches an einer tieferen Stelle als Quell erscheint, unterwegs über ein Lager von Steinsalz hinwegläuft.

Salinen. Da die natürlichen Soolen gewöhnlich viel mehr Wasser enthalten, als zur Lösung des Salzes nöthig ist, so sucht man in den Salzsiedereien oder Salinen das Wasser zuerst auf eine billigere Weise als durch Feuer zu entfernen, nämlich durch Luftzug. Man pumpt das Salzwasser zu dem Ende auf ein hohes, mit Dornenreisig ausgelegtes Gerüst (Gradirhaus) und lässt es von da tropfenweise durch die Dornen herabfallen. Es breitet sich auf den Holzzweigen aus und bietet auf diese Weise der durchziehenden Luft eine sehr grosse Oberfläche dar, wo durch eine rasche Verdunstung bewirkt wird. Alles natürliche Salzwasser enthält Gyps aufgelöst; dieser sondert sich, weil er schwer löslich ist, zuerst ab und überzieht die Zweige mit einer steinartigen Rinde (Dornenstein). Ist der grösste Theil des Wassers verdunstet, so kocht man die concentrirte (starke) Soole unter stetem Umrühren in grossen Pfannen vollends ein, schöpft das ausgeschiedene, krümliche Kochsalz aus und trocknet es. Während des Abdampfens setzt sich am Boden der Pfannen eine feste Salzkruste ab (Pfannenstein), welche hauptsächlich aus Glaubersalz und Gyps (schwefelsaurem Natron und schwefelsaurem Kalk) besteht und zur Gewinnung von Glaubersalz verwendet wird. Zuletzt bleibt eine dickliche Flüssigkeit übrig, sogenannte Mutterlauge, aus der sich kein Kochsalz weiter abscheidet; sie enthält die in der Soole vorhandenen leichtlöslichen, fremdartigen Salze, z. B. Chlorcalcium, Chlormagnesium und Brommagnesium, und wird zu Bädern und zur Darstellung von Brom benutzt.

Seesalz. In warmen Ländern bereitet man sich auch Kochsalz aus dem Seewasser, welches man in flachen Teichen durch die Wärme der Sonne austrocknen lässt. Dieses Salz heisst Seesalz und hat, weil es zugleich Bittererde salze enthält, einen bitterlichen Geschmack. 100 Pfd. Seewasser enthalten ungefähr $2\frac{1}{2}$ Pfd. Kochsalz und 1 Pfd. andere Salze.

299. Kochsalz in Thieren und Pflanzen. Kleine Mengen von Kochsalz finden sich fast in jedem Quellwasser, in jedem Erdboden, in jeder Pflanze. Sollen wir diese allgemeine Ver-

breitung des Kochsalzes für eine zufällige halten? Mit nichts. Das ist der hohe geistige Nutzen der Naturwissenschaften, dass wir durch sie in den wunderbaren Einrichtungen der Natur nicht das Spiel des Zufalls, sondern das Walten einer ewigen Weisheit erkennen lernen. Wir finden das Kochsalz überall in der Natur, weil es für das Leben der Thiere und Pflanzen unentbehrlich ist. Ohne Kochsalz erfolgt keine vollkommene Verdauung der Speisen in unserem Magen, wir halten es daher mit Recht für eine Universalwürze unserer Nahrungsmittel. Die Thiere finden es in dem Fleische und den Pflanzen, durch welche sie sich ernähren. Die Pflanzen empfangen es aus dem Erdboden, wie durch den Regen, und es ist bekannt genug, dass wir durch Düngesalz, welches ein unreines Kochsalz ist, die Tragkraft unserer Felder in manchen Fällen erhöhen können.

Vielfache Anwendung findet das Kochsalz auch zum Conserviren von Thier- und Pflanzenstoffen; es hat nämlich die Fähigkeit, die chemischen Zersetzung, welche wir Fäulniss und Verwesung nennen, aufzuhalten. Fleisch und Häringe werden eingesalzen; das Bauholz erhält eine längere Dauer, wenn es sich mit starkem Salzwasser durchzogen hat etc.

Schwefelsaures Natron oder Glaubersalz
 $(\text{NaO}, \text{SO}_3 + 10\text{HO})$.

300. Verhalten gegen Luft und Hitze. Wie man die meisten Kalisalze, Kali und Kalium aus dem Stassfurter Abraumsalze (früher aus der Pottasche) darstellt, so bereitet man sich die meisten Natronsalze, Natron und Natrium aus dem Kochsalze.

Fig. 122. Hierbei sind aber oft Umwege einzuschlagen, da das Chlor nicht so leicht von dem Natrium wegzu bringen ist, als die Kohlensäure von dem Kali. Zuerst verwandelt man immer das Chlornatrium in schwefelsaures Natron. Dieses Salz ist schon aus dem Vorigen bekannt, denn es bleibt bei der Salzsäurebereitung (241) in der Retorte zurück, wenn man Kochsalz mit Schwefelsäure erhitzt. Im gewöhnlichen Leben wird es unter dem Namen Glaubersalz oft als ein beliebtes Arzneimittel eingenommen. Diesen Namen erhielt es nach seinem Entdecker,

dem Arzte Glauber. Wir finden es auch in vielen Mineralwässern, z. B. in dem Carlsbader und Püllnaer Wasser, und in dem Pfannensteine und der Mutterlauge der Salinen, wie bei dem Kochsalze angeführt wurde. Es ist leicht löslich, krystallisiert in vierseitigen und sechsseitigen Säulen, und hat einen salzig-bitterlichen Geschmack.

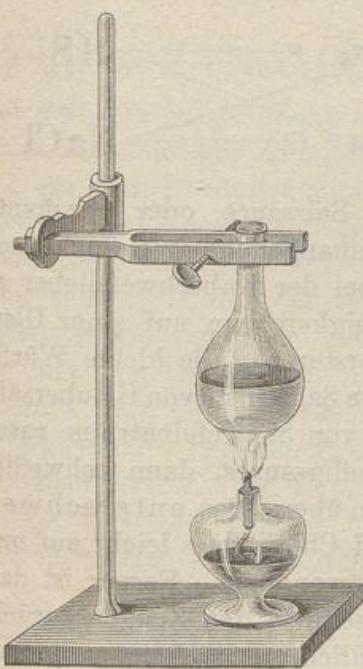
Verwittern. *Versuch a.* Man lege 20 Grm. durchsichtiges, krystallisiertes Glaubersalz an einen warmen Ort: es bedeckt sich mit einem weissen Beschlage und zerfällt endlich zu Pulver, es verwittert. Das erhaltene Pulver wiegt kaum noch 10 Grm. Was verloren gegangen, war Wasser; das Glaubersalz enthält über die Hälfte seines Gewichtes (56 Proc.) Krystallwasser. Man sieht hierbei recht deutlich, wie dieses gebundene Wasser es ist, was dem Salze seine Form und Durchsichtigkeit giebt; beide gehen verloren, so wie das Wasser durch die Wärme verdunstet, sie erscheinen aber wieder, wenn man das pulverige, wasserfreie Salz in kochendem Wasser löst und die Lösung erkaltet lässt. Pottasche ist ein zerfliessliches Salz, Kochsalz ein luftbeständiges, Glaubersalz ein verwitterndes. Salze, welche verwittern, müssen wohl verstopt an einem kühlen Orte aufbewahrt werden.

Schmelzen. *Versuch b.* Wird ein Glaubersalzkristall auf Kohle durch das Löthrohr erhitzt, so schmilzt er bald, weil er sich in seinem Krystallwasser auflöst (wässriger Fluss); dann wird er trocken, wenn das Wasser verjagt ist; endlich aber schmilzt er in der Glühhitze zum zweiten Male (feuriger Fluss). Bei den Salzen, welche kein Krystallwasser enthalten, tritt nur die letzte Art des Schmelzens in der Hitze ein.

301. Verhalten gegen Wasser. *Versuch a.* In einem kleinen Kochfläschchen erwärme man 20 Grm. Wasser bis zu 33° und erhalte es bei dieser Temperatur, während man nach und nach so lange krystallisiertes Glaubersalz hinzusetzt, als dieses gelöst wird (Fig. 123): es werden sich über 6 Grm. davon auflösen. Erhitzt man die gesättigte Auflösung stärker, so scheidet sich Salz aus (wasserfreie Krystalle); lässt man sie erkalten, so scheidet sich ebenfalls Salz aus (wasserhaltige Krystalle), — ein abermaliges Beispiel davon, wie sehr die Verwandtschaft des Was-

sers zu anderen Körpern mit der Temperatur wechselt. Das

Fig. 123.



Glaubersalz hat die Eigenthümlichkeit, nicht beim Kochpunkte, sondern bei einer niedrigen Temperatur am löslichsten in Wasser zu sein.

Latente Wärme. *Versuch b.* Löst man krystallisiertes Glaubersalz in Wasser auf, so entsteht Kälte; löst man dagegen zerfallenes Glaubersalz in Wasser auf, so entsteht Wärme. Genau dasselbe wird man bemerken, wenn man den Versuch mit Soda und zwar einmal mit krystallisirter und das andere Mal mit calcinirter anstellt. Woher kommt diese Wärme? Sie kommt aus dem Wasser, weil ein Theil desselben sich als Krystallwasser mit dem wasserfreien Glaubersalze oder der wasserfreien Soda

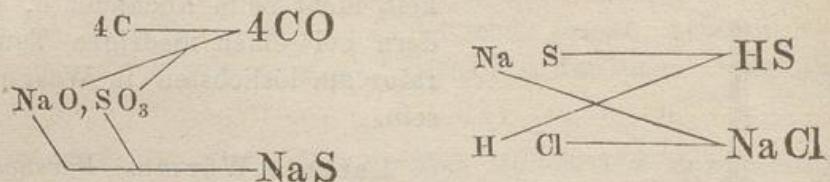
verbindet. Es ist also eine ähnliche Erscheinung wie beim Lösen des Kalkes.

Saures oder zweifach schwefelsaures Natron enthält, wie das entsprechende Kalisalz, noch einmal so viel Schwefelsäure als das neutrale Salz.

Schwefelnatrium (NaS).

302. Versuch. Man menge eine Messerspitze wasserfreies Glaubersalz mit einer Messerspitze Kohlenpulver und erhitze das Gemisch auf einer Kohle durch das Löthrohr (Fig. 119): es schmilzt unter lebhaftem Brausen zu einer braunen Masse zusammen, die sich in Wasser zu einer gelblichen Flüssigkeit auflöst. Die Kohle nimmt in der Glühhitze sowohl dem Natron als der Schwefelsäure den Sauerstoff weg und bildet damit Kohlenoxydgas, welches unter Brausen entweicht; Natrium und Schwefel bleiben mit einander verbunden zurück. Man sagt: die Kohle

desoxydirt oder reducirt das schwefelsaure Natron zu Schwefel-natrium (Natronschwefelleber).



Tröpfelt man zu der Auflösung Salzsäure oder verdünnte Schwefelsäure, so entwickelt sich ein unangenehmer Geruch nach Schwefelwasserstoff, gerade wie dies bei der Kalischwefelleber zu bemerken war. Lässt man die Flüssigkeit nun auf einer Glastafel eintrocknen, so erhält man im ersten Falle kleine Würfel von Kochsalz, im letzteren eine pulverige Salzkruste von Glaubersalz.

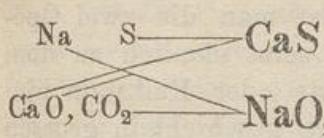
An der Luft zieht die Auflösung von Schwefelnatrium rasch Sauerstoff an und geht in unterschwefligsaures, dann schwefligsaures, zuletzt in schwefelsaures Natron über. Das unterschwefligsaure Natron löst Jodsilber und Chlorsilber leicht auf und findet deshalb in der Photographie Anwendung. Ferner ist daselbe im Stande, das bei der Chlorbleiche in den Zeugen zurückbleibende Chlor zu binden und unschädlich zu machen; es kommt daher unter dem Namen Antichlor im Handel vor.

Kohlensaures Natron oder Soda ($Na_2O, CO_2 + 10HO$).

— 1793 von Leblanc zuerst aus Kochsalz dargestellt. —

303. Bereitung im Kleinen. Versuch. Man bereite sich noch einmal Schwefelnatrium auf die eben angegebene Weise, verreihe es, sammt den anhängenden Kohlentheilchen, in einem Mörser mit ungefähr gleichviel Kreide und erhitze es wieder vor dem Löthrohre. Die zusammengebackene Salzmasse wird mit Wasser gekocht und die Flüssigkeit dann filtrirt. Auf dem Filtrum bleibt ein graues Pulver zurück, welches mit Salzsäure Schwefelwasserstoffgas entwickelt: es ist Schwefelcalcium noch mit überschüssigem Kalk verbunden. Die Flüssigkeit hinterlässt nach dem Verdampfen auf einer Glasplatte ein weisses Salzpulver, welches alkalisch reagirt und mit Salzsäure braust, ohne jedoch dabei unangenehm zu riechen: es ist kohlensaures Natron (Soda). Der Schwefel ist also an das Calcium der Kreide getreten, der Sauerstoff und

die Kohlensäure der Kreide aber an das Natrium. Aus diesen

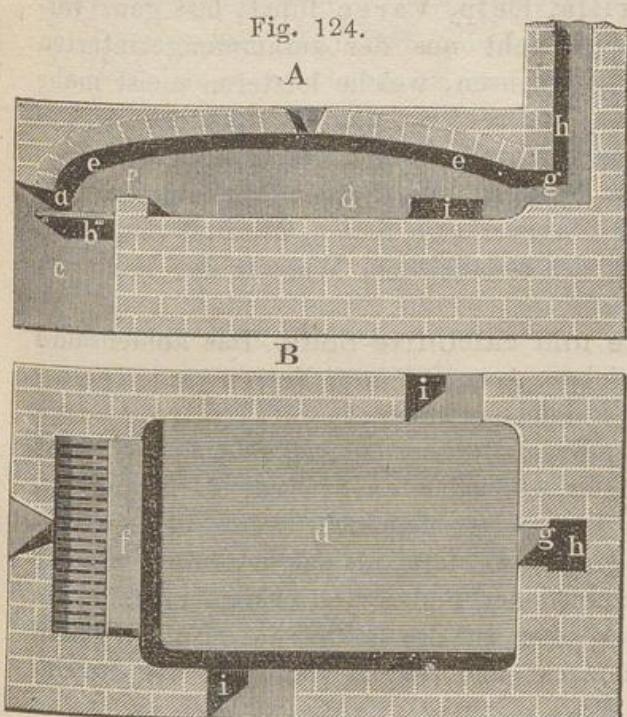


Vorgängen kann man ersehen, dass man auch in der Chemie, wie im gewöhnlichen Leben, oft auf Um-

wegen etwas erreichen kann, was auf geradem Wege nicht erreichbar ist. Das Natrium hat zum Chlor eine stärkere Affinität als zum Sauerstoff, wir können daher aus dem Kochsalze nicht direct Natron darstellen; wohl aber können wir durch Schwefelsäure leicht das Haloidsalz in ein Sauerstoffsatz, in schwefelsaures Natron umwandeln. Aus diesem lässt sich die starke Schwefelsäure nicht direct austreiben, wir zersetzen sie daher in Sauerstoff und Schwefel und entfernen nachher den Schwefel durch ein anderes Metall, durch Calcium, welches mit dem Schwefel eine unlösliche Verbindung bildet. Wir gewinnen zwar auch hierbei noch kein freies, sondern kohlensaures Natron, die Kohlensäure ist aber bekanntlich eine so schwache Säure, dass sie mit grosser Leichtigkeit durch andere Säuren vertrieben oder durch Aetzkalk weggenommen werden kann.

304. Sodabereitung im Grossen.

Fig. 124.



Für die Befriedigung des ganz ausserordentlichen Bedarfes an Soda sorgen jetzt die in grossartigstem Maassstabe angelegten Soda-fabriken. In ihnen befolgt man zwar in der Hauptsache dieselbe Darstellungsmethode, welche in den vorigen Nummern angegeben worden: a. Umwandlung des Chlor-natriums in schwefelsaures Natron, b. Umwandlung des schwefelsauren Na-

trons in Schwefelnatrium, c. Umwandlung des Schwefelnatriums in kohlensaures Natron; jedoch verschmilzt man die zwei Operationen b und c in eine einzige. Man setzt nämlich zu dem Glaubersalze und der Kohle sogleich Kreide oder Kalkstein hinzu und erhitzt das Gemenge. Das Erhitzen geschieht in grossen backofenförmigen Oefen (Fig. 124). *a* ist die Feuerungsthür, *b* der Rost, *c* der Aschenfall, *d* die Heerdplatte, auf welche das Gemenge geschüttet wird, *e* das Gewölbe des Ofens, *g*, *h* der Schornstein, *i i* Oeffnungen zum Umrühren und Herausnehmen der Schmelzmasse. Solche Oefen heissen Flammenöfen, weil das Erhitzen nicht durch das Brennmaterial selbst, sondern nur durch die über die Brücke *f* streichende Flamme bewirkt wird. Sie gewähren den grossen Vortheil, dass die Asche der Steinkohlen oder des Torfes nicht unter die zu erhitzen Stoffe kommen kann. Die schlackenartige, aus kohlensaurem Natron, Aetznatron, Schwefelcalcium und Kalk bestehende rohe Soda wird zuletzt mit warmem Wasser behandelt, welches die beiden ersten Substanzen auflöst, die letzten beiden aber ungelöst zurücklässt (Soda-rückstände). Manche Fabriken bereiten Soda aus Kryolith (360).

Durch diese künstliche Soda ist die sehr unreine natürliche, welche die Namen Barilla, Kelp, Varec führt, fast ganz verdrängt worden. Diese besteht aus der zusammengesinterten Asche verschiedener Strandpflanzen, welche letzteren meist mehr Natron als Kali enthalten, während in den Landpflanzen, so namentlich in allen unseren Culturpflanzen, neben reichlichem Kali nur sehr unbeträchtliche Mengen von Natron vorkommen. In Ländern, in denen sich Natronseen finden, gewinnt man auch Soda durch Verdunstung des sodahaltigen Wassers der letzteren.

305. Krystallisirte und calcinirte Soda. Das kohlensaure Natron besteht aus gleichen Aequivalenten Natron und Kohlensäure. Man hat es im Handel entweder krystallisiert — dann enthält es über die Hälfte Krystallwasser (10 Aeq. oder fast 63 Proc.) und verwittert sehr leicht —, oder calcinirt, d. h. geglüht, also ohne Wasser. Das letztere ist demnach, wenn es rein vorkommt, mehr als noch einmal so stark, als das krystallisierte. Die Gehaltsprüfung der verschiedenen Sodasorten erfolgt mittelst des Alkalimeters (272). In Wasser ist das kohlensaure Natron leicht löslich. Die Lösung schmeckt und reagirt alkalisch, wie die des

kohlensauren Kalis. Da die Soda in ihren Eigenschaften fast ganz mit der Pottasche übereinkommt, auch wesentlich billiger ist als diese, so vertritt sie deren Stelle jetzt bei den meisten Gewerben, welche Alkalien zu ihrem Geschäftsbetriebe brauchen, als z. B. zum Waschen und Bleichen, zur Darstellung von Seife und Glas und zu vielen anderen Zwecken (Soda in Mineralwässern s. 306).

Zweifach kohlensaures Natron ($\text{NaO}, \text{CO}_2 + \text{HO CO}_2$).

306. Dieses jetzt viel gebrauchte Salz entsteht, wenn man in eine concentrirte Lösung von kohlensaurem Natron Kohlensäure einleitet, oder eine trockne Mischung aus 1 Thl. krystallisiertem und 3 Thln. calcinirtem kohlensauren Natron mit überschüssiger Kohlensäure zusammenbringt. Man erhält es im ersten Falle als ein krystallinisches Pulver, im letzteren als eine weisse, zusammengesinterte Salzmasse. Es ist schwerer löslich in Wasser als das einfach kohlensaure Natron, entwickelt aber mit Säuren die doppelte Menge von Kohlensäure; letzterer Eigenschaft wegen findet es allgemeine Anwendung bei der Anfertigung von moussirenden Getränken (199), künstlichen Mineralwässern (Sodawasser etc.), Soda powder und Brausepulver.

Um Brausepulver darzustellen, verreibt man 2 Thle. Weinsäure und 3 Thle. zweifach kohlensaures Natron mit einander. Wirft man dieses Gemisch in Wasser, so bildet sich weinsaures Natron und die Kohlensäure entweicht. Die jetzt so verbreiteten getheilten Brausepulver enthalten gewöhnlich 1 Grm. feingeriebene Weinsteinsäure in weissem Papier und 1,5 Grm. feingeriebenes doppelt kohlensaures Natron in rother oder blauer Papierkapsel.

Beim Erhitzen des trocknen oder gelösten Salzes entweicht die Hälfte der Kohlensäure und das Wasser (273), und einfache kohlensaures Natron bleibt zurück. Alle alkalischen Mineralwässer (Natrokrenen) enthalten zweifach kohlensaures Natron, in ihrem Abdampfrückstande findet sich daher einfache kohlensaures Natron. Das sogenannte Carlsbader Salz, welches man aus dem Carlsbader Mineralwasser durch Verdampfung erhält, besteht aus einem Gemenge von kohlensaurem und schwefelsaurem Natron.

Natriumoxyd oder Natron (NaO).

(Aeq.-Gew. = 31; als Hydrat = 40.)

307. Nimmt man der Soda die Kohlensäure, so bleibt Natron (Natriumoxyd) übrig. Dies geschieht durch Kochen einer Sodalösung mit gebranntem Kalk, gerade so, wie es bei dem Kali (274) angegeben worden ist. Die Flüssigkeit, die man auf diese Weise erhält, heisst Aetznatronlauge und hinterlässt nach dem Abdampfen trocknes kaustisches oder ätzendes Natron. Dieses enthält, wie das Aetzkali, noch 1 Aeq. Wasser, welches es selbst beim Glühen nicht abgibt; man bezeichnet es daher richtiger mit dem Namen Natronhydrat (NaO, HO). Das Natronhydrat wirkt ätzend, giebt mit Fetten Seifen, und zwar harte, mit Sand geschmolzen Glas, und ist eine sehr starke Basis, ganz ähnlich wie das Aetzkali, dem es beim Gebrauche im gewerblichen Leben gegenwärtig oft vorgezogen wird.

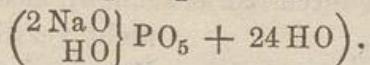
Natrium (Na).

308. Entzieht man dem Natron seinen Sauerstoff, so erhält man Natriummetall. Dieses Metall wird wie das Kalium bereitet und hat auch mit diesem die grösste Aehnlichkeit; es ist silberweiss, weich und geschmeidig wie dieses, und ebenfalls leichter als Wasser. Auf andere Körper wirkt es nicht ganz so heftig, wie sein Verhalten zu Wasser zeigt. Auf kaltem Wasser oxydirt es sich ohne Flamme (85), auf heissem aber entzündet sich der entweichende Wasserstoff und verbrennt mit gelber Flamme; die gelbe Färbung röhrt vom Natriumdampf her.

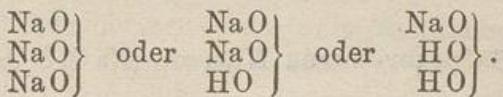
309. Rückblick. Wir sind jetzt von dem verbreitetsten Natronsalze, dem Kochsalze, bis zum einfachen Natrium in der Reihefolge aufgestiegen, die man zu beobachten hat, wenn man sich diese Körper wirklich darstellen will. Ehe die weiteren Natriumsalze folgen, mag ein flüchtiger Rückblick diese Reihenfolge noch einmal ins Gedächtniss zurückrufen: Aus Kochsalz oder Chlornatrium wird schwefelsaures Natron, aus diesem Schwefelnatrium, daraus kohlensaures Natron, dann Natron und endlich Natrium: $\text{NaCl} — \text{NaO}, \text{SO}_3 — \text{NaS} — \text{NaO}, \text{CO}_2 — \text{NaO} — \text{Na}$.



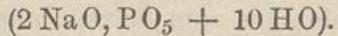
Dreibasisch phosphorsaures Natron



310. Versuch. Man neutralisire in Wasser gelöste Soda mit aus Knochen bereiteter (kalkhaltiger) Phosphorsäure und verdampfe die von dem sich hierbei ausscheidenden phosphorsauren Kalk abfiltrirte Flüssigkeit bis zum Salzhäutchen: es werden beim Erkalten sich daraus durchsichtige Krystalle absetzen, die über die Hälfte Krystallwasser enthalten, leicht verwittern und mit Silberauflösung einen gelben Niederschlag ($3 \text{AgO}, \text{PO}_5$) geben. Sie stellen das gewöhnliche phosphorsaure Natron des Handels dar; dreibasisch wird dieses Salz genannt, weil die aus Knochen bereitete (dreibasische) Phosphorsäure neben 2 Aeq. Natron noch 1 Aeq. Wasser so fest hält, dass wir es als zur Basis gehörig betrachten müssen, wie die folgende Nummer deutlicher zeigt. Ein anderes dreibasisches Salz enthält 1 Aeq. Natron und 2 Aeq. basisches Wasser, ein noch anderes 3 Aeq. Natron und kein basisches Wasser. Es können sich also als Basis vertreten:



Zweibasisch phosphorsaures Natron

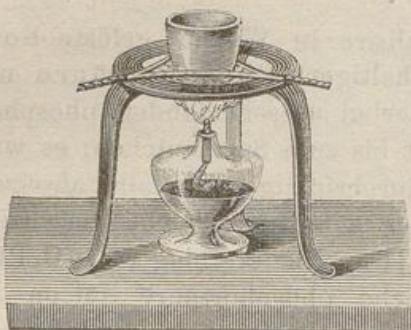


311. Von dem phosphorsauren Natron des vorigen Versuchs lege man einige Krystalle an einen warmen Ort: sie beschlagen weiss und zerfallen endlich zu einem weissen Pulver (verwittern), weil sich das Krystallwasser des Salzes nach und nach verflüchtigt. Man kann auf diese Weise, ohne eine Temperatur von 100° anzuwenden, die 24 Aeq. (oder 63 Proc.) Wasser desselben völlig entfernen, nicht aber das basische Wasseräquivalent, welches erst in der Glühhitze entweicht.

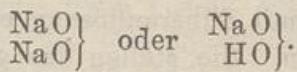
Versuch. Man erhitze die zerfallene Salzmasse in einem Porcellantiegel bis zum Glühen, löse sie nach dem Erkalten in Wasser auf und verdampfe die Lösung: man erhält jetzt beim Abkühlen ein ganz anderes Salz, von anderer Krystallform und mit nur 10 Aeq. (oder 41 Proc.) Krystallwasser, zweibasisches oder

pyrophosphorsaures Natron. Seine veränderten Eigenschaften geben sich noch dadurch zu erkennen, dass es in der Wärme

Fig. 125.



nicht verwittert und mit Silberlösung einen weissen Niederschlag ($2\text{AgO}, \text{PO}_5$) liefert. Ein anderes zweibasisches Salz enthält statt des zweiten Aequivalents Natron 1 Aeq. basisches Wasser. Hier können sich also als Basis vertreten:



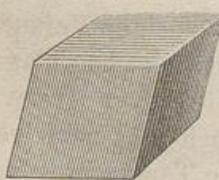
Im einbasisch-phosphorsauren oder metaphosphorsauren

Natron ist nur 1 Aeq. Natron mit 1 Aeq. Phosphorsäure verbunden (NaO, PO_5). Aehnlich wie das Natron verhalten sich auch andere Basen zu den drei Modificationen der Phosphorsäure. Die Verbindungen mit Kali und Ammoniak sind meist löslich, die mit den erdigen und metallischen Basen meist unlöslich.

Salpetersaures Natron (NaO, NO_5).

312. Versuch. 1 Loth Soda wird in wenig heissem Wasser gelöst und mit Salpetersäure neutralisiert; nach dem Abdampfen bis zum Salzhäutchen scheiden sich Kry-

Fig. 126.



stalle aus von der Form eines verschobenen Würfels (Rhomboëder); sie sind salpetersaures Natron (Natronsalpeter). Auf Kohle verpuffen dieselben wie Kalisalpeter, nur etwas langsammer, haben auch im Uebrigen die grösste

Aehnlichkeit mit letzterem. Von diesem Salze finden sich in Amerika, namentlich in Chili und Peru, grosse Lager in der Erde, und wir bekommen bedeutende Zufuhren davon unter dem Namen Chilisalpeter nach Europa und benutzen es statt des theureren Kalisalpeters zur Darstellung von Salpetersäure und anderen salpetersauren Salzen, sowie auch als ein Düngemittel von stark treibender Kraft. Zur Bereitung von Schiesspulver eignet es sich nicht, weil das so bereitete Pulver feucht wird und zu langsam verpufft.

Borsaures Natron oder Borax ($\text{NaO}_2\text{BO}_3 + 10\text{H}_2\text{O}$).

313. Die harten, farblosen, meist weiss bestäubten Krystalle, welche im gewöhnlichen Leben den Namen Borax führen, bestehen aus zweifach borsaurem Natron. Die Borsäure ist auf nassem Wege eine sehr schwache Säure; daher kommt es, dass sie, ähnlich der Kohlensäure, die Eigenschaften des Natrons nicht ganz verdecken kann und der Borax laugenhaft schmeckt und rothes Probirpapier bläut. Beinahe die Hälfte des Gewichts der Boraxkrystalle besteht aus Krystallwasser (47 Proc.). Der Borax findet sich fertig gebildet in manchen Seen in Asien (Tinkal); man bereitet ihn jetzt aber auch aus der Borsäure, die aus einigen heißen Quellen Italiens gewonnen wird, indem man diese mit Natron neutralisiert.

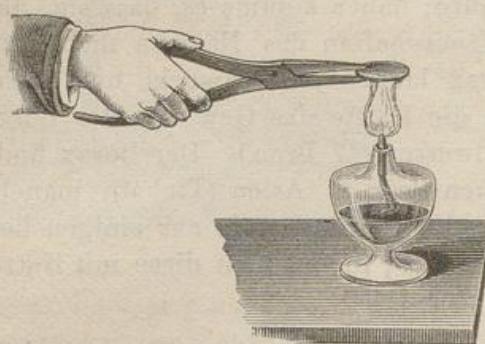
Boraxperle. *Versuch.* Man erhitze etwas Boraxpulver auf Platindraht vor dem Löthrohre: es blähet sich durch den Dampf des entweichenden Krystallwassers zu einer lockeren, schwammigen Masse auf; bei fortgesetztem Erhitzen schmilzt diese zu einer durchsichtigen Glasperle zusammen. Man feuchte die Glasperle mit der Zunge an, drücke sie auf Bleiglättie, damit von letzterer etwas daran hängen bleibe, und halte sie wieder in die äussere Löthrohrflamme: das Bleioxyd wird aufgelöst; die Perle bleibt farblos und durchsichtig. Stellt man gleiche Schmelzproben mit Borax und anderen Metalloxyden an, so wird man gleichfalls eine Lösung der Oxyde, zugleich aber eine Färbung der Perle bemerken, nämlich eine gelbrothe durch Eisenoxyd und Antimonoxyd, eine grüne durch Kupfer- und Chromoxyd, eine blaue durch Kobaltoxyd, eine violette durch wenig Braunstein, eine braunschwarze durch viel Braunstein etc. Wie hier, so verhalten sich diese Metalloxyde auch, wenn sie auf gewöhnliches Glas oder auf Thonwaaren gestrichen und bis zum Schmelzen erhitzt werden. Man nennt sie deswegen Schmelz- oder Glas- und Porcellanfarben (borsaure oder kieselsaure Metalloxyde.)

314. Löthen mit Borax. Wegen der Eigenschaft des Borax, Metalloxyde aufzulösen, benutzt man ihn in der Chemie zur Erkennung von Metalloxyden durch Löthrohrversuche, im ge-

werblichen Leben aber zum Verbinden eines Metalles mit einem andern, zum Löthen.

Versuch. Auf einen Kupferpfennig, den man mit einer Zange in eine Spiritusflamme hält, lege man ein Stückchen Zinn

Fig. 127.



und einen Eisendraht: das Zinn wird zwar schmelzen, aber weder an dem Kupfer noch Eisen festhaften. Nun wiederhole man den Versuch, bestreiche aber zuvor die Kupfermünze und den Draht mit einem Breie aus Boraxpulver und Wasser: der Erfolg ist jetzt ein ganz anderer,

denn das schmelzende Zinn vereinigt sich mit beiden Metallen und der Draht erscheint nach dem Erkalten auf der Münze festgelöthet. Die Erklärung dieses verschiedenen Verhaltens ist folgende: Metalle haften nur an Metallen, wenn sie reine, glänzende Oberflächen haben; die reine Oberfläche geht beim Erhitzen der Metalle verloren, weil sich durch den Sauerstoff der Luft eine Oxydschicht auf ihnen bildet, sie wird aber wieder hergestellt durch den Borax, der, wenn er schmilzt, das entstandene Oxyd auflöst.

Kieselsaures Natron (Natronsilicate).

315. Wie die Borsäure mit dem Natron eine Verbindung darstellt, die in der Hitze glasartig wird, so giebt auch die der Borsäure sehr ähnliche Kieselsäure (Kieselerde) mit dem Natron, wie auch mit anderen Basen, z. B. mit Kali, Kalk, Bleioxyd, Eisenoxyd etc., glasige (amorphe) Verbindungen. Was wir im gewöhnlichen Leben Glas, Glasur, Email und Schlacke nennen, gehört hierher.

Lösliches Glas. *Versuch.* Man schmelze etwas Soda auf einem Platindrahte vor dem Löthrohr und bringe dann ein wenig feingeriebenen Sand hinzu: es entsteht ein Aufbrausen von entweichender Kohlensäure und später eine klare Perle. Bei

wenig Sand lässt sich das entstandene Glas (basisch kieselsaures Natron) durch lange anhaltendes Kochen in Wasser auflösen; das auf diese Weise oder durch Kochen von feingemahlenem Feuerstein oder Infusorienerde mit starker Natronlauge dargestellte Natronwasserglas findet dieselbe technische Verwendung wie das Kaliwasserglas (291).

Fast unlösliches Glas. Schmilzt man die Soda mit grösseren Mengen von Kieselerde zusammen, so erhält man neutrales oder aber saures kieselsaures Natron, Gläser, welche sich nur sehr schwer in Wasser lösen. Natronsilicate dieser Art sind im Mineralreiche sehr verbreitet, insbesondere mit Thonerdesilicat verbunden (und dann ganz unlöslich), in vielen Arten von Feldspath und anderen Doppelsilicaten.

Ganz unlösliches Glas. Zu einem nicht nur in Wasser, sondern auch in Säuren ganz unlöslichen Glase wird das kiesel-saure Natron (oder Kali) erst dann; wenn man mit ihm noch eine zweite, erdige oder metallische Basis, z. B. Kalk oder Blei-oxyd, verbindet. Die auf diese Weise erzeugten künstlichen Doppelsilicate stellen unsere gewöhnlichen Glassorten dar.

Glasbereitung.

316. Zur Glasfabrikation dienen hauptsächlich folgende Materialien: a. Quarz, Feuerstein (Flint) oder Sand, b. Pottasche oder Holzasche, c. Soda oder Glaubersalz, d. Kalk oder Kreide, e. Bleiglätté oder Mennige. Diese Substanzen werden feingemahlen mit einander gemengt, in Thontöpfen (Häfen) geschüttet und in einem Ofen so lange erhitzt, bis die Masse gleichmässig flüssig geworden ist. In diesem Zustande lässt sie sich wie Wachs ausdehnen und biegen, ausgiessen und in Formen pressen, zerschneiden und aufblasen und sonach zu allen möglichen Gegenständen verarbeiten; beim Erkalten wird sie spröde und hart. Um die Sprödigkeit in etwas zu vermindern, muss man die Glassachen sehr langsam abkühlen. Schnell erkaltete Glasgefässer springen oft schon, wenn man sie aus einem warmen Zimmer in ein kaltes trägt; durch langsames Erwärmern solcher Gefässer in einem Kessel mit Wasser bis zum Kochen des letzteren und nachheriges sehr langsames Abkühlen lässt sich dieser Fehler einigermaassen verbessern.

Zum Färben und Bemalen von Glas wendet man die 313. genannten Schmelzfarben an. Die milchweisse Färbung, welche wir an dem sogenannten Milchglase der Lampenschirme und dem Email der Uhrenzifferblätter bemerken, wird durch feingemahlene Knochenerde oder Zinnoxyd hervorgebracht, welche zwei Stoffe von der Glasmasse nicht aufgelöst werden, sondern sich nur mechanisch mit derselben vermengen und sie, ähnlich wie die Kreide das Wasser, undurchsichtig machen. Ge-schliffen werden die Gläser mit Sand und Smirgel, polirt mit Eisenoxyd und Tripel, geätzt durch Flusssäure, durchbohrt auf eine sehr leichte Weise mit einer zerbrochenen Feile, die man öfters mit Terpentinöl befeuchtet.

Die zwei Hauptgattungen von Glas sind:

- a. Kron- oder böhmisches Glas (Kalkglas), bestehend aus Kali (Natron), Kalk und Kieselerde = Kalikalksilicat oder Natronkalksilicat. Das erstere ist sehr hart und schmilzt sehr schwer, ist also für chemische Zwecke das brauchbarste.
- b. Flint- oder Krystallglas (Bleiglas), bestehend aus Kali, Bleioxyd und Kieselerde = Kalibleioxydsilicat. Dieses ist zwar schwerer und lichtbrechender als das vorige, zugleich aber weicher und leichter schmelzbar; auch widersteht dasselbe den starken Laugen und Säuren nicht so vollständig als das Kalikalkglas.

Das gewöhnliche Flaschenglas enthält dieselben Bestandtheile wie das Kronglas, ausserdem aber noch kieselsaures Eisenoxyd, wodurch es braungelb, oder kieselsaures Eisenoxydul, wodurch es grün bis schwarz gefärbt wird. Dieses Eisen röhrt von den unreinen Materialien (gelber Sand und Holzasche) her, welche zur Darstellung der ordinären Glassorten angewendet werden.

Erkennung der Natriumverbindungen.

317. Die Natriumsalze sind den Kaliumsalzen sehr ähnlich, viele derselben verwittern in der Wärme, weil sie sehr bedeutende Mengen von Krystallwasser in sich schliessen. Durchs Löthrohr auf Platindraht erhitzt, färben sie die äussere Flamme intensiv gelb, ebenso die Spiritusflamme. Im Spectralapparat ge-

ben sie eine sehr charakteristische gelbe Linie. Antimonsaures Kali erzeugt in neutralen oder alkalischen Natronlösungen einen weissen, krystallinischen Niederschlag von antimonsaurem Natron.

Systematische Zusammenstellung der Kalium- und Natriumverbindungen.

| | |
|--|--|
| Metalle: Kalium. | Natrium. |
| Oxyde: Kaliumoxyd oder Aetz-kali. | Natriumoxyd oder Aetznatron. |
| Schwefelmetalle: Schwefel-kalium oder Kalischwefelleber. | Schwefelnatrium oder Natron-schwefelleber. |
| Haloidsalze: Chlorkalium. | Chlornatrium. |
| Jodkalium. | Jodnatrium. |
| Cyankalium. | |
| Sauerstoffsalze: Kohlensau-res Kali oder Pottasche. | Kohlensaures Natron oder Soda. |
| Zweifach kohlensaures Kali. | Zweifach kohlensaures Natron. |
| Chlorsaures Kali. | Chlorsaures Natron. |
| Salpetersaures Kali oder Sal-peter. | Salpetersaures Natron oder Chili-salpeter. |
| Schwefelsaures Kali. | Schwefelsaures Natron oder Glau-bersalz. |
| Zweifach schwefels. Kali. | Zweifach schwefelsaures Natron. |
| Schwefligsaures Kali. | Schwefligsaures Natron. |
| Unterschwefligsaures Kali. | Unterschwefligsaures Natron. |
| Phosphorsaures Kali, ein-, zwei-, dreibasisch etc. | Phosphorsaures Natron, ein-, zwei-, dreibasisch etc. |
| Basisch kieselsaures Kali. | Basisch kieselsaures Natron. |
| Neutrales kieselsaures Kali. | Neutrales kieselsaures Natron. |
| Saures kieselsaures Kali. | Saures kieselsaures Natron. |
| Weinsaures Kali. | Zweif. borsaures Natron od. Borax. |
| Zweifach weinsaures Kali oder Weinstein etc. | Weinsaures Natron. Kali- Natron-} Weinstein. |
| Zweifach oxalsaures Kali oder Kleesalz etc. | |

Lithium (Li).

(Aeq.-Gew. = 7. — Specif. Gew. = 0,59.)

— 1715 von Arfvedson entdeckt. —

318. Das Lithium kommt nur spärlich in einigen Mineralien, z. B. dem Lithionglimmer, vor, spurenweise jedoch auch in einigen Mineralwässern, in der Ackererde, der Holzasche, dem Tabacksrauche und anderen. Es ist silberweiss, weich und so leicht, dass es auf Steinöl schwimmt; auf Wasser gelegt, oxydirt es sich, wie das Natrium, zu Lithiumoxyd oder Lithion, welches als Hydrat dem Kalihydrat ähnlich ist. Die Lithiumsalze färben die Weingeist- und Löthrohrflamme carminroth und geben auch eine carminrothe Spectrallinie. Das phosphorsaure Lithion ist unlöslich, das kohlensaure Lithion schwer löslich, das Chlorlithium sehr leicht löslich.

Caesium (Cs) und Rubidium (Rb).

(Aeq.-Gew. = 133.) (Aeq.-Gew. = 85,4.)

— 1861 von Bunsen und Kirchhoff entdeckt. —

319. Diese zwei Metalle haben insbesondere dadurch ein ungewöhnliches Interesse erregt, dass man die erste Kunde von ihrer Existenz bei optischen Untersuchungen erlangte, welche zugleich zu einer neuen Erkennungsmethode vieler Körper von kaum glaublicher Schärfe führten (siehe Spectralanalyse). Die Namen Caesium und Rubidium sollen daran erinnern, dass die Salze des ersten zwei charakteristische hellblaue, die des letzten zwei dunkelrothe Spectrallinien geben; im Uebrigen verhalten die Verbindungen derselben sich den entsprechenden Kaliumverbindungen so ähnlich, dass sie kaum von diesen unterschieden werden können. Auch ihr Vorkommen knüpft sich an die letzteren; das in Salzsoolen, Mineralwässern und Pflanzenaschen enthaltene Kalium wird häufig von kleinen Mengen von Caesium und Rubidium begleitet.

Ammonium ($\text{NH}_4 = 18$).

320. Wie der Stickstoff mit 2 Aeq. Kohlenstoff das als ein zusammengesetztes Metalloid anzusehende Cyan darstellt, so lie-



fert derselbe mit 4 Aeq. Wasserstoff eine Verbindung, welche sich wie ein zusammengesetztes Metall und zwar wie ein Alkalimetall verhält, das Ammonium. In freiem Zustande kennt man dasselbe noch nicht, da es sich alsbald in NH_3 (Ammoniak) und H zerlegt; man weiss nur, dass es unter starkem Drucke eine blaue, metallglänzende Flüssigkeit darstellt und mit Quecksilber zu einem Amalgam, mit Schwefel, Chlor und anderen Metalloiden aber zu Verbindungen zusammentritt, welche den Kalium- und Natriumverbindungen sehr ähnlich sind. Ebenso zeigt das Ammoniumoxyd oder Ammon, NH_4O , in seinen Verbindungen mit Säuren ein dem Kali und Natron ganz analoges Verhalten; es ist, wie diese, eine sehr starke Basis, welche man gewöhnlich als eine Verbindung von Ammoniak mit Wasser, $\text{NH}_3 + \text{HO}$, anzusehen pflegt, weil es in diese zerfällt, sobald es aus einer Salzverbindung in Freiheit gesetzt wird.

Ammoniak (NH_3).

(Aeq.-Gew. = 17. — Specif. Gew. [als Gas] = 0,59.)

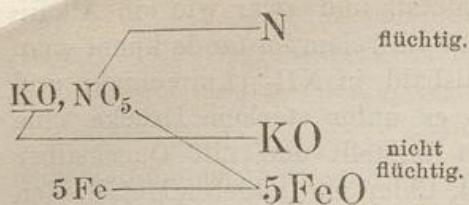
— Lange bekannt; Zusammensetzung 1785 von Berthollet bestimmt. —

321. Ammoniak aus seinen Elementen. *Versuch a.* 4 Grm. feine Eisenfeile und 0,2 Grm. Kalihydrat (Aetzkali) werden genau gemischt und in einem Probingläschen, welches mit einer gebogenen Glasmöhre verbunden ist (Fig. 29), erhitzt. Wenn die atmosphärische Luft entwichen ist, fängt man das sich



Versuch b. 4 Grm. Eisenfeile und 0,2 Grm. Salpeter werden auf dieselbe Weise erhitzt: man erhält eine Luftart, in der ein brennender Holzspan verlöscht, den bekannten Stick-

stoff. Es geht der Salpetersäure wie dem Wasser: das Eisen



entzieht ihr den Sauerstoff und ihr zweiter Bestandtheil, der Stickstoff, wird dadurch in Freiheit gesetzt und entweicht.

Versuch c. Man vereinige die vorigen zwei Versuche zu einem einzigen, man erhitze nämlich 8 Grm. Eisenfeile gleichzeitig mit 0,2 Grm. Kalihydrat und 0,2 Grm. Salpeter, und zwar in einem offenen Probirgläschen: es entwickelt sich weder Wasserstoff noch Stickstoff, sondern eine Verbindung von beiden als eine Luftart von stechendem Geruch, gleich dem des Salmiakgeistes. Ein in das Gläschen gehaltener Streifen von feuchtem rothen Probirpapier wird blau: die neue Luftart ist also basischer Natur; wir nennen sie Ammoniak. Das Ammoniak ist, wie man sieht, eine chemische Verbindung von Wasserstoff und Stickstoff. Diese beiden Körper vereinigen sich aber nur dann mit einander, wenn sie sich in dem Augenblicke begegnen, wo sie eben aus einer anderen Verbindung frei werden (*in statu nascenti*); kommen sie erst später zusammen, wenn sie bereits gasförmig geworden sind, so findet keine Vereinigung statt.

322. Bestandtheile des Ammoniaks. Wenn Stickstoff sich mit dem Wasserstoff verbindet, so treten immer zusammen:

dem Gewichte nach:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ Aeq. N} & = & 14 \text{ Grm. und} \\ 3 \text{ " H} & = & 3 \text{ "} \end{array}$$

4 Aeq. liefern 17 Grm. oder 1 Aeq. NH_3 .

dem Maasse nach:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ Vol.} & - & \text{N,} \\ 3 \text{ "} & - & \text{H,} \end{array}$$

4 Vol. liefern 2 Vol. NH_3 .

1 Maass N und 3 Maass H liefern nicht 4 Maass Ammoniakgas, sondern nur 2 Maass; das Ammoniakgas nimmt demnach nur einen halb so grossen Raum ein als seine Bestandtheile vorher einnahmen; es tritt bei dieser chemischen Verbindung eine Verdichtung auf $\frac{1}{2}$ ein. 1 Vol. Ammoniakgas enthält $\frac{1}{2}$ Vol. Stickgas und $1\frac{1}{2}$ Vol. Wasserstoffgas. Bei der Verbindung des Wasserstoffs mit Sauerstoff zu Wasser beträgt die Verdichtung nur $\frac{1}{3}$ (93); bei der Verbindung des Wasserstoffs mit Chlor zu Salzsäure findet gar keine Verdichtung statt (241). Durch starken

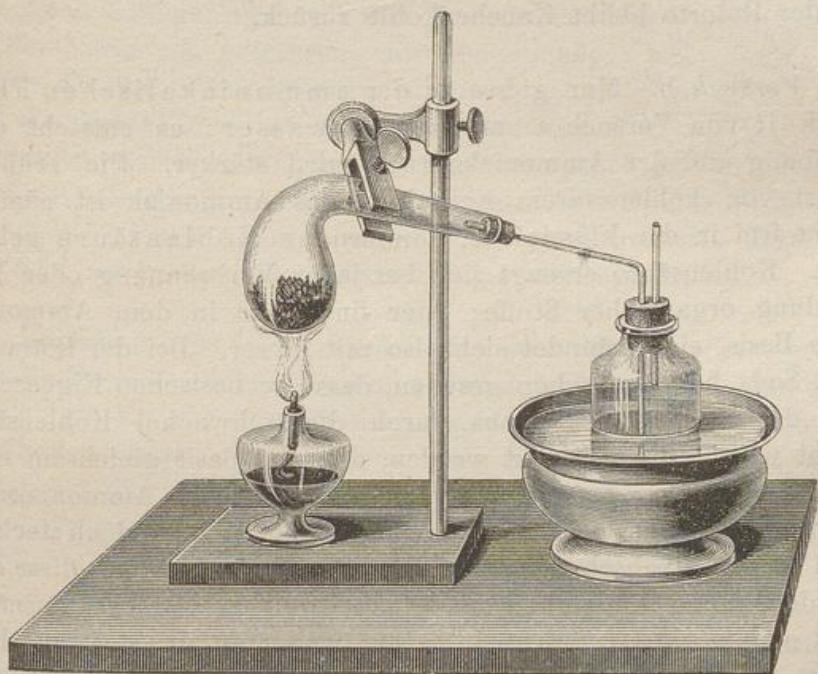
Druck oder starke Kälte lässt sich das Ammoniakgas zu einer Flüssigkeit von nur 0,62 specif. Gewicht verdichten.

Trennt sich von dem Ammoniak 1 Aeq. H₂, so entsteht Amid, NH₂, welches man in manchen zusammengesetzten metallischen und anderen Verbindungen antrifft.

323. Ammoniak aus thierischen Stoffen. Ammoniak wird auch gebildet, wenn thierische Stoffe der trocknen Destillation unterworfen, d. h. bei abgeschlossener Luft erhitzt werden. In diesen Stoffen ist jederzeit Stickstoff und Wasserstoff enthalten, welche in dem Momente, wo sie durch die Hitze zur Freiheit gelangen, sich mit einander zu Ammoniak vereinigen. Man schlägt diesen Weg ein, um Ammoniakverbindungen im Grossen darzustellen (Ammoniakbildung bei der Fäulniss siehe Nr. 330).

Versuch a. 20 Grm. Knochen werden gröslich zerstossen und in einer Retorte so lange erhitzt, als noch flüchtige Theile

Fig. 128.



daraus entweichen. Mit der Retorte verbindet man durch eine gebogene Glasröhre ein Fläschchen, welches einen Querfinger hoch mit Wasser gefüllt und zur besseren Abkühlung in eine

Schüssel mit Wasser gestellt wird. In den Kork der Vorlage bringt man noch eine zweite, oben und unten offene Glasröhre, durch welche die Gasarten entweichen können, die von dem Wasser nicht verschluckt werden. Diese riechen sehr unangenehm, der Geruch verschwindet aber, wenn man sie anzündet; die Gase brennen dann mit leuchtender Flamme, wie Steinkohlen-gas, dem sie auch in ihrer Zusammensetzung sehr nahe stehen. In dem Glase setzt sich ein braunschwarzer Theer ab, der unter dem Namen Stinköl oder Franzosenöl bekannt ist; er wird nach Beendigung der trocknen Destillation von der wässrigen Flüssigkeit mittelst Filtration durch ein zuvor mit Wasser angefeuchtetes Papierfiltrum getrennt. Die durchgelaufene Flüssigkeit hält noch etwas Stinköl aufgelöst und hat deshalb eine braune Farbe und einen sehr unangenehmen Geruch. Neben diesem bemerkst man aber zugleich einen stechenden Geruch nach Ammoniak, welches letztere sich auch durch eingetauchtes rothes Pro-birpapier kund giebt, dessen Farbe in Blau umgeändert wird. In der Retorte bleibt Knochenkohle zurück.

Versuch b. Man giesse zu der ammoniakalischen Flüssigkeit von Versuch a. etwas Kalkwasser: es entsteht eine Trübung und der Ammoniageruch wird stärker. Die Trübung röhrt von kohlensaurem Kalk her; das Ammoniak ist nämlich nicht frei in der Flüssigkeit, sondern an Kohlensäure gebunden. Kohlensäure erzeugt sich bei jeder Verbrennung oder Verkohlung organischer Stoffe; hier findet sie in dem Ammoniak eine Basis, sie verbindet sich also mit dieser. Bei der Pottasche und Soda hat man schon gesehen, dass die basischen Eigenschaften des Kalis und Natrons durch die (schwache) Kohlensäure nicht vollständig verdeckt werden, dass die Basis gleichsam noch durchschimmert; ganz ebenso verhält sich auch das Ammoniak: obwohl mit Kohlensäure chemisch verbunden, riecht es doch stechend und reagirt alkalisch oder basisch. Sonst brauchte man diese stinkende, braune Flüssigkeit als ein schweisstreibendes Hausmittel und nannte sie Hirschhorngeist, weil man sie, statt aus Knochen, aus Hirschgeweihen darstellte. Aus demselben Grunde erhielt das daraus dargestellte unreine, brenzlich-kohlensaure Ammoniak den noch jetzt häufig vorkommenden Namen Hirsch-hornsatz (reines kohlensaures Ammoniak siehe 327).

Die Trennung des Ammoniaks von dem anhängenden Stinköl erfolgt am leichtesten, wenn man das erstere in salzsaures oder schwefelsaures Ammoniak verwandelt.

**Chlorammonium, salzsaures Ammoniak oder Salmiak
(NH_4Cl oder NH_3, HCl).**

324. Bereitung. Versuch. Die bei dem vorigen Versuche erhaltenen ammoniakalische Flüssigkeit wird mit Salzsäure neutralisiert, mit etwas Knochenkohle gekocht und filtrirt. Die Flüssigkeit ist nach der Filtration weniger gefärbt als vorher, weil sich ein grosser Theil der färbenden Stoffe in die Kohle gezogen hat (114); sie giebt nach hinlänglichem Abdampfen braune Krystalle, die durch wiederholtes Auflösen und Kochen mit Kohle endlich ganz farblos werden. Im Handel kommt der krystallisierte Salmiak gewöhnlich als ein krystallinisches Pulver vor, weil man die Krystallisation durch Umrühren stört (52).

Noch häufiger verkauft man ihn als sublimirten Salmiak in der Form von grösseren, durchscheinenden, sehr festen und zähnen Kuchen. Man bereitete dieses Salz schon in frühen Zeiten aus Kameelmist in der Provinz Ammonien in Afrika, daher sein Name *Sal ammoniacum*, oder zusammengezogen Salmiak. In ihm ist, wie in den übrigen Ammoniumsalzen, das Ammoniak durch die (starken) Säuren so vollständig neutralisiert, dass man es nicht mehr durch den Geruch darin wahrnimmt.

Salmiaknebel. Versuch. Man schwenke in einem grösseren Becherglase einige Tropfen Salmiakgeist und in einem zweiten einige Tropfen Salzsäure so um, dass die Flüssigkeit sich an den Seitenwänden der Gläser vertheilt, und stürze dann das zweite Glas über das erste: es bilden sich sofort weisse Dämpfe, die bald den ganzen Raum anfüllen und erst nach längerer Zeit sich verdichten. Die Dämpfe sind Salmiak in sehr feiner Vertheilung, der sich inmitten der Luft aus dem in diese abgedunsteten Ammoniakgas und Chlorwasserstoffgas erzeugte. Hierbei vereinigt sich genau 1 Vol. NH_3 mit 1 Vol. HCl ; der Wasserstoff der Säure macht das Ammoniak zu Ammonium und dieses tritt mit dem Chlor zu einem neutralen Haloidsalze zusammen. Kleine Mengen von Ammoniak geben sich beim Entweichen dadurch zu

erkennen, dass sie um einen mit Salzsäure benetzten Glasstab herum Nebel bilden.

325. Eigenschaften. Salmiak ist flüchtig. *Versuch a.* Man halte etwas Salmiak auf einem Platinblech über eine Spiritusflamme: er verfliegt in weissen Dämpfen. Alle Ammonsalze sind in der Hitze flüchtig; ist die Säure des Salzes nicht flüchtig, z. B. beim phosphorsauren Ammon, so verdampft nur das Ammoniak desselben. Wird der Salmiakdampf in einem kalten Gefässe verdichtet, so erhält man ihn als einen krümlichen oder derben Sublimat.

Salmiak erzeugt Kälte. *Versuch b.* Man schütte Salmiakpulver in Wasser, in das man ein Thermometer gestellt hat: es löst sich leicht auf und die Quecksilbersäule sinkt bedeutend, weil bei der Verflüssigung Wärme gebunden wird. Man kann auf diese Weise künstliche Kälte erzeugen.

Salmiak und Kalk. *Versuch c.* Wird Salmiak — oder ein anderes Ammoniumsalz — mit gebranntem Kalk oder Kali zusammengerieben, so entwickelt er, weil der Kalk oder das Kali ihm die Salzsäure (328) entzieht, einen starken Ammoniakgeruch. Man braucht dieses Gemenge zuweilen zum Füllen von Riechfläschchen; auch benutzt man dieses Verhalten, um das Ammoniak in seinen Verbindungen zu erkennen. Zur quantitativen Bestimmung des Ammoniaks oder Ammoniums dient Platinchlorid, welches damit einen gelben Niederschlag, ein Doppel-salz von Chlorammonium und Platinchlorid (Platinsalmiak), erzeugt, den man jedoch nicht mit dem Kaliumplatinchlorid verwechseln darf (295).

Salmiak und Metalloxyde. *Versuch d.* Man lege ein linsengrosses Stückchen Zinn auf einen blankgescheuerten Kupferpfennig und halte letzteren mit einer Zange in eine Weingeistflamme (Fig. 127); ist das Zinn geschmolzen, so verreibe man es mit einem Läppchen auf der Münze: es haftet nicht auf derselben. Nun wiederhole man den Versuch, streue aber zugleich etwas Pulver von sublimirtem Salmiak auf die Kupferfläche: das Zinn wird sich jetzt beim Verreiben gleichmässig ausbreiten. Hierauf gründet sich die wichtige Anwendung des Salmiaks zum Verzinnen und Löthen. Die Salzsäure desselben verbindet sich mit dem durch das Erhitzen gebildeten

Kupferoxyd und dadurch entsteht eine glänzende Kupferfläche, auf welcher das geschmolzene Zinn festhaften kann; daher bemerkst man auch während des Verzinnens einen Geruch nach freiem Ammoniak.

Schwefelsaures Ammon oder Ammoniak
 $(\text{NH}_4\text{O}, \text{SO}_3 \text{ oder } \text{NH}_3, \text{HO}, \text{SO}_3)$.

326. Wendet man Schwefelsäure statt Salzsäure zur Neutralisation der obigen ammoniakalischen Flüssigkeit an, so erhält man je nach der mehr oder weniger vollständigen Reinigung ein weisses oder braunes Salz, schwefelsaures Ammoniak. Dieses Salz wird jetzt in grossen Mengen als ein werthvolles Nebenproduct bei der Bereitung von Leuchtgas aus Steinkohlen gewonnen, welche immer etwas Stickstoff enthalten. Bei der trocknen Destillation der Steinkohlen wird deren Stickstoff als Ammoniak entwickelt, welches sich mit dem Leuchtgase verflüchtigt und in dem Wasser, durch welches man das Gas zur Reinigung treibt, auflöst. Aus diesem sogenannten Gaswasser erhält man durch Zusatz von Schwefelsäure, Abdampfen und gelindes Rösten eine schwarze (etwas kohlehaltige) Salzmasse, die als rohes schwefelsaures Ammoniak in den Handel gebracht und theils zur Alaumbereitung, theils als stark treibendes Düngemittel etc. verwendet wird.

Nicht selten enthält diese rohe Waare Rhodanammonium, welches höchst giftig auf lebende Pflanzen wirkt; setzt man zur filtrirten Lösung eines solchen unreinen Salzes einige Tropfen Eisenoxydlösung, so nimmt sie eine blutrothe Farbe an (250).

Kohlensaures Ammon oder Ammoniak
 $(2 \text{NH}_4\text{O}, 3 \text{CO}_2 \text{ oder } 2 \text{NH}_3, 2 \text{HO}, 3 \text{CO}_2)$.

327. Von dem rohen kohlensauren Ammoniak ist schon die Rede gewesen (323); das reine bereitet man sich aus Salmiak und Kreide durch Sublimation.

Versuch. In ein etwa 100 C.-C. fassendes Gläschen mit dünnem Boden (Fig. 128 a. f. S.) schütte man ein Gemisch von 20 Grm. Kreide und 10 Grm. Salmiak, stelle das Glas in ein Sandbad und erhitze es durch eine Lampe. Sowie sich stechende Dämpfe zeigen, stürzt man ein etwas grösseres leeres Glas über das erstere, in dem sich diese Dämpfe bald zu einer weissen

Salzmasse verdichten werden. Es entsteht durch doppelte Wahlverwandtschaft flüchtiges kohlensaures Ammon, welches sublimirt, und Chlorcalcium, welches zurückbleibt, weil es nicht flüchtig ist.

Fig. 129.



Das kohlensaure Ammon (richtiger anderthalb kohlensaures Ammon) ist eine weisse, stark ammoniakalisch riechende, also bei gewöhnlicher Temperatur flüchtige Masse, die an der Luft nach und nach noch mehr Kohlensäure anzieht und zu zweifach kohlensaurem Ammoniak wird. Man braucht dieses Salz häufig statt der Hefe zum Auftreiben von Backwaaren, z. B. von Pfefferkuchen, es entweicht in der Hitze in Dampfform aus dem Teige und macht ihn blasig und locker. Da dasselbe sich auch bei der Fäulniss thierischer Stoffe erzeugt, so finden wir stets kleine Mengen davon in der atmosphärischen Luft (110).

Andere Ammoniaksalze lassen sich sehr leicht aus dem kohlensauren Ammoniak dadurch darstellen, dass man die Kohlensäure desselben durch andere Säuren austreibt. Oxalsaures Ammon dient als Reagens auf Kalk. Phosphorsaures Natron-Ammon findet sich in reichlicher Menge im gefaulten Menschenurin; man gebraucht es unter dem Namen „Phosphor-salz“ häufig als Flussmittel bei Löthrohrversuchen.

Flüssiges Ammon oder Ammoniak (Salmiakgeist)
 $(\text{NH}_4\text{O} + \text{Wasser} \text{ oder } \text{NH}_3 + \text{Wasser})$.

328. Versuch. 10 Grm. Salmiak und 20 Grm. gelöschter Kalk werden in einem Apparate, wie Fig. 107 angegeben, mit 60 Grm. Wasser übergossen und dann gelinde erhitzt: der Kalk entzieht dem Salmiak, wie man schon oben gesehen, die Salzsäure und bildet Chlorcalcium und Wasser, während das Ammoniakgas entweicht. NH_4Cl oder NH_3, HCl mit $\text{CaO}, \text{H}_2\text{O}$ geben $\text{NH}_3, 2\text{H}_2\text{O}$ und CaCl . Das Gas steigt, sowie es aus der Röhre kommt, in die Höhe, da es beinahe um die Hälfte

leichter ist als gewöhnliche Luft, es bläut rothes Lackmus-papier und bildet dicke, weisse Dämpfe von Salmiak, wenn man ein mit Salzsäure befeuchtetes Papier hineinhält. Stellt man nun ein mit 40 Grm. Wasser gefülltes Gläschen unter die Röhre, so dass diese den Boden ziemlich erreicht, so wird das Gas aufgelöst und man erhält Ammoniakwasser (Salmiakgeist oder Salmiakspiritus). Ein Maass sehr kaltes Wasser kann mehr als 600 Maass Ammoniakgas verschlucken und wird dadurch beträchtlich leichter (specif. Gew. = 0,88). Da sonach viel latente Wärme frei werden muss, so stellt man das Vorlageglas zur Abkühlung in kaltes Wasser. In den Kork des Kochfläschchens kann man eine zweite unten und oben offene gerade Röhre einpassen, um das Zurücksteigen des Wassers aus der Vorlage zu verhindern, wenn etwa die Erhitzung zufällig schwächer werden sollte. Diese Röhre muss bis auf den Boden des Fläschchens reichen, weil ausserdem das Gas durch sie entweichen würde (Fig. 99).

Der Salmiakgeist ist um so leichter, je mehr er Ammoniakgas enthält; man kann seine Stärke aus diesem Grunde sehr genau durch das specifische Gewicht ermitteln. Bei dem Salmiakgeist des Handels beträgt dasselbe gewöhnlich 0,92. Die wichtigsten Eigenschaften des Ammoniaks sind schon aus dem Früheren bekannt. Wegen seiner ätzenden Eigenschaften wird es auch Aetzammoniak oder kaustisches Ammoniak genannt. Es ist nächst dem Kali und Natron die stärkste Basis. In dem Salmiakgeist kann man sich das Ammoniak auch mit 1 Aeq. Wasser chemisch verbunden als Ammon oder Ammoniumoxyd denken, wodurch eine vollständige Analogie mit der ihr so ähnlichen Aetzkalilauge und Aetznatronlauge hergestellt würde.

Schwefelammonium oder Schwefelwasserstoffammoniak (NH_4S oder NH_3HS).

329. *Versuch.* Man entwickle, wie 146 angegeben, Schwefelwasserstoffgas, leite es aber, statt in Wasser, in Salmiakgeist, und zwar so lange, als noch Gas aufgenommen wird; dann setze man der Flüssigkeit noch nahezu ebensoviel Salmiakgeist zu, als man erst angewendet hatte. Die farblose Flüssigkeit enthält jetzt Einfach-Schwefelammonium oder eine Verbindung von Ammoniak mit Schwefelwasserstoff und besitzt einen sehr

widerwärtigen Geruch. Sie ist eins der wichtigsten Reagentien auf Metalle, wie dies später ausführlicher gezeigt werden wird. Man muss sie in wohlverstopften, kleinen Gläsern aufbewahren, weil sie sich in Berührung mit der Luft zersetzt und gelb wird indem sich Ammoniak und Wasser ausscheiden und Zweifach-Schwefelammonium (NH_4S_2) und noch höhere Schwefelungsstufen erzeugen, aus denen sich endlich aller Schwefel abscheidet, so dass nur flüssiges Ammon übrig bleibt. Verbindungen dieser Art bilden sich auch bei der Fäulniss thierischer Stoffe.

Ammoniak, Fäulniss und Verwesung.

330. Ammoniakbildung bei der Fäulniss. Unter Fäulniss verstehen wir die ohne unser Zuthun eintretende, von Entwicklung übler Gase begleitete Zersetzung, welcher die feuchten Pflanzen- und Thierstoffe bei ungenügendem Luftzutritt unterliegen. Bei dieser Zersetzung treten immer, ganz ähnlich wie bei der trocknen Destillation (323), Stickstoff und Wasserstoff der faulenden Körper zu Ammoniak zusammen, welches sich mit der gleichzeitig erzeugten Kohlensäure und den sogenannten Humussubstanzen verbindet. Das kohlensaure Ammoniak ist flüchtig, es kann also in die Luft entweichen; die Verbindungen des Ammoniaks mit den Humussubstanzen sind nicht flüchtig, sie bleiben auf oder in der Erde zurück, wo sie sich bildeten, oder im Wasser, wenn die Fäulniss unter einer Wasserdecke vor sich ging. Die Ackererde enthält daher immer Ammoniak und die reichlich gedüngte mehr als die kärglich gedüngte. Da die thierischen Stoffe weit reicher an Stickstoff sind als die vegetabilischen, so liefern sie bei ihrer fauligen Zersetzung weit mehr Ammoniak als diese. Gefaulter Urin enthält so viel kohlensaures Ammoniak, dass man ihn statt des Seifenwassers zum Waschen von Wolle, ja selbst zur Bereitung von Salmiak anwendet. In den Pferde- und Schafställen entwickelt dasselbe sich nicht selten in solcher Menge, dass es der Stallluft einen stechenden Geruch ertheilt. Stellt man in ersteren einige Schüsseln mit Salzsäure oder verdünnter Schwefelsäure auf, oder besprengt man die faulende Streu, riechende Misthaufen und andere Fäulnissstätten damit, so verschwindet der Geruch, indem das flüchtige kohlensaure Ammoniak sich in geruchloses und bei gewöhnlicher Tem-

peratur nicht mehr flüchtiges Chlorammonium oder schwefel-saures Ammon umwandelt. Man hat also in den Säuren [auch im Gyps (345)] ein einfaches und billiges Mittel, um die Luft in derartigen Räumen zu reinigen und das Ammoniak faulender Stoffe festzuhalten.

Gesellt sich zu dem Ammoniak noch Schwefelwasserstoff, wie dies bei der Fäulniss der meisten thierischen Stoffe (Fleisch, Blut, menschliche Excremente u. a.) der Fall ist, so riechen die Fäulnissgase noch viel widerwärtiger, denn es erzeugt sich dann zugleich Schwefelammonium (329).

331. Verhalten des Ammoniaks bei der Verwesung. Unter Verwesung verstehen wir die ohne unser Zuthun eintretende Zersetzung der feuchten Pflanzen- und Thierstoffe bei vollständigem Luftzutritt. Bei dieser Zersetzung bilden sich, da es an Sauerstoff nicht fehlt, hauptsächlich Sauerstoffverbindungen aus den Elementen der verwesenden Körper, wie auch aus den bei der Fäulniss erzeugten Wasserstoffverbindungen, ganz so wie bei der vollständigen Verbrennung. NH_3 geht dabei in NO_3 , weiter in NO_5 und 3HO über.

Versuch. Man giesse in ein grösseres Kochfläschchen einige Gramm Salmiakgeist, erwärme es etwas und halte dann eine glühende Spirale von Platindraht (Fig. 70) in die Luft des Gefäßes: dieselbe glüht einige Zeit fort und es bilden sich weisse Nebel, die aus salpetrigsaurem Ammoniak bestehen und nach kurzer Zeit sich zu Boden senken. Man wiederhole diese Operation, nämlich das Erwärmen des Fläschchens, das Glühendmachen des Platindrahts und das Eintauchen desselben in die Gefässtluft, noch einmal und setze dann zu dem Salmiakgeist so viel verdünnte Schwefelsäure, bis die Flüssigkeit sauer reagirt. Die Schwefelsäure setzt die salpetrige Säure in Freiheit, und diese lässt sich einmal durch den Geruch, sicherer noch durch in die Flüssigkeit getauchtes Jodstärkepapier (160) erkennen, welches von der freien salpetrigen Säure eben so dunkelblau gefärbt wird, wie durch ozonhaltige Luft.

Da man neuerdings gefunden hat, dass sich salpetrigsaures Ammoniak auch beim Verdunsten von Wasser wie bei verschiedenen Verbrennungsprocessen erzeugt, und dass die atmosphärische Luft immer kleine Mengen dieses Salzes enthält, so ist an-

zunehmen, dass unter gewissen Umständen auch in der Luft und dem Erdboden Ammoniak zu salpetriger Säure oxydirt werde, ähnlich wie dies hier durch den glühenden Platindraht geschehen. Es ist selbst wahrscheinlich, dass die Salpetersäure sich meist aus Ammoniak durch weitere Oxydation erzeuge: $\text{NH}_3 + 8\text{O} = \text{NO}_5 + 3\text{HO}$.

Ammoniak und Pflanzenwachsthum.

332. Ammoniak als Düngemittel. Alle Pflanzen bedürfen einer Stickstoffverbindung zum Aufbau ihrer stickstoffhaltigen Organe und Bestandtheile; der freie Stickstoff, welchen die atmosphärische Luft enthält, ist zu diesem Zwecke nicht verwendbar, er wird von den Pflanzen nicht assimiliert. Wohl aber lehrt die landwirthschaftliche Erfahrung, dass die Wasserstoff- und die Sauerstoffverbindung des Stickstoffs, das Ammoniak und die Salpetersäure, wie deren Salze, in hohem Grade die Kraft besitzen, die Pflanzen zu einem schnellern und kräftigern Wachsthum anzutreiben. Der Landwirth rechnet daher die ammoniakreiche, gefaulte Jauche, den ammoniakreichen Peruguano, das schwefelsaure Ammoniak, den Chilisalpeter und den salpeterreichen, alten Compost zu den treibenden Düngemitteln.

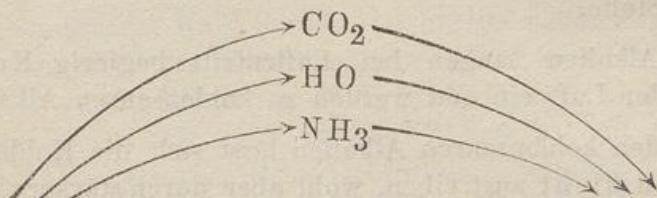
Aehnlich wirken auch die stickstoffreichen thierischen Stoffe, als: Blut, Fleisch u. a., nur tritt bei ihnen die Wirkung langsamer ein, weil sie im Erdboden erst dem Process der Fäulniss oder Ammoniakbildung unterliegen müssen, ehe sie von den Pflanzenwurzeln aufgenommen werden können. Wenn die Knochen verfaulen, so bildet sich aus ihrem stickstoffreichen Knorpel oder Leim gleichfalls kohlensaures Ammoniak, und darin liegt die andere wohlthätige Wirkung (225), welche das Kochenmehl auf das Wachsthum unserer Culturpflanzen ausübt. Wie die Verflüchtigung desselben zu verhindern, ist in 330 angegeben.

Die wildwachsenden Pflanzen sind bezüglich ihres Stickstoffbedarfs auf das kohlensaure und salpetrigsaure Ammoniak der Luft und auf den natürlichen Ammoniak- und Stickstoffgehalt der humosen Bodenbestandtheile angewiesen. Die Culturpflanzen schöpfen gleicherweise aus denselben Quellen, aber sie erhalten noch einen Zuschuss durch den dem Boden einverleibten Dünger.



Kreislauf des Ammoniaks. Aus dem Vorhergehenden erhellt, dass auch bei dem Ammoniak ein ähnlicher Kreislauf wie bei der Kohlensäure und dem Wasser (203), den zwei anderen Hauptnahrungsmitteln für die Pflanzenwelt, stattfindet, und wir müssen staunen, auf welche einfache Weise die schöpferische Allmacht Tod und Leben mit einander verknüpft hat. Bei der Fäulniss und Verwesung werden die todteten Thiere und Pflanzen in Kohlensäure, Wasser und Ammoniak oder Salpetersäure verwandelt, und aus diesen Zersetzungssproducten entstehen wieder, unter Beihilfe gewisser Mineralstoffe, alle die zahllosen Pflanzen, die unsere Erdoberfläche bedecken.

Fig. 130.



Todte Thiere und Pflanzen.

Lebende Pflanzen.

Systematische Zusammenstellung der Ammonium- resp. Ammoniakverbindungen.

| | | |
|-------------------------|--------------------------------------|---|
| Ammonium | NH_4 | |
| Ammoniumoxyd | NH_4O | NH_3, HO Ammoniakhydrat. |
| oder Ammon. | | NH_3 Ammoniak. |
| Schwefelammonium . . | NH_4S | NH_2 Amid. |
| | | NH_3, HS Schwefelwasserstoff- |
| | | Ammoniak. |
| Chlorammonium . . . | NH_4Cl | NH_3, HCl Salzsaur. Ammoniak |
| Schwefelsaures Ammon | $\text{NH}_4\text{O}, \text{SO}_3$ | $\text{NH}_3, \text{SO}_3, \text{HO} . .$ Schwefels. " |
| Salpetersaures " . . . | $\text{NH}_4\text{O}, \text{NO}_5$ | $\text{NH}_3, \text{NO}_5, \text{HO} . .$ Salpeters. " |
| Salpetrigsaures " . . . | $\text{NH}_4\text{O}, \text{NO}_3$ | $\text{NH}_3, \text{NO}_3, \text{HO} . .$ Salpetrigs. " |
| Kohlensaures " . . . | $2\text{NH}_4\text{O}, 3\text{CO}_2$ | $2\text{NH}_3, 2\text{HO}, 3\text{CO}_2$ Kohlens. " |

Rückblick auf die Alkalimetalle.

(Kalium, Natrium, Ammonium etc.)

- 1) Die Alkalimetalle haben unter allen Elementen die grösste Affinität zum Sauerstoff; sie zersetzen das Wasser mit Heftigkeit.

Stöckhardt, die Schule der Chemie

19

2) Die Oxyde derselben sind die kräftigsten Basen. Kaliumoxyd wird gewöhnlich Kali oder Aetzkali, Natriumoxyd Natron oder Aetznatron genannt. Hierher ist auch das zusammengesetzte Ammoniumoxyd oder Ammon (Ammoniak + Wasser) zu rechnen.

3) Man nennt diese drei Oxyde gewöhnlich Alkalien, auch ätzende Alkalien. Sonst hiess das Kali vegetabilisches Laugensalz, das Natron mineralisches Laugensalz, das Ammoniak flüchtiges Laugensalz.

4) Die Alkalien sind leicht löslich in Wasser, schmecken scharf laugenhaft oder basisch und wirken stark ätzend auf organische Stoffe.

5) Die Alkalien saugen bei Luftpfeittritt begierig Kohlensäure aus der Luft ein und werden zu kohlensauren Alkalien.

6) Aus den kohlensauren Alkalien lässt sich die Kohlensäure durch Glühen nicht austreiben, wohl aber durch stärkere Säuren.

7) Die kohlensauren Alkalien sind leicht löslich in Wasser, schmecken gleichfalls laugenhaft und reagiren basisch.

8) Kali und Natron geben mit Sand geschmolzen Glas; mit Fetten eine Seife, die sich im Wasser auflöst.

9) Die meisten Salze, welche die Alkalien mit Säuren bilden, sind im Wasser löslich. Von den Kalisalzen sind die meisten luftbeständig, einige zerfliesslich; von den Natronsalzen enthalten die meisten Krystallwasser und verwittern in trockner Luft.

10) Kali- und Natronsalze sind in der Hitze nicht flüchtig, wohl aber die Ammonsalze.

11) Eine schwächere Basis kann oft einer stärkeren die Säure wegnehmen, wenn sie mit dieser Säure eine unlösliche Verbindung bildet.