



UNIVERSITÄTS-  
BIBLIOTHEK  
PADERBORN

# **Die Schule der Chemie, oder erster Unterricht in der Chemie**

**Stöckhardt, Julius Adolph**

**Braunschweig, 1881**

I. Abtheilung. Leichte Metalle

---

[urn:nbn:de:hbz:466:1-88906](https://nbn-resolving.org/urn:nbn:de:hbz:466:1-88906)

# M e t a l l e.

## I. Abtheilung.

### Leichte Metalle.

#### Erste Gruppe: Alkalimetalle.

#### Kalium (K).

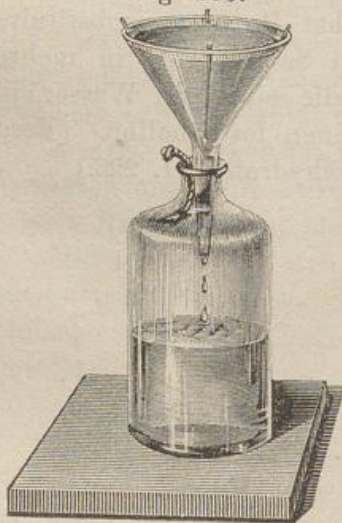
(Aeq.-Gew. = 39. [Pottaschenmetall.] — Specif. Gew. = 0,86.)

— 1807 von Davy entdeckt. —

#### Kohlensaures Kali oder Pottasche ( $\text{KO}$ , $\text{CO}_2$ ).

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

Fig. 113.



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.

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



boden aufnehmen; 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 (Kiesel-erde, 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 hygroskopisches Salz.

Lösende Kraft der Pottasche. *Versuch b.* Man koche 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, kohlen-saures Kali ( $\text{KO}, \text{CO}_2$ ). Die schwache Kohlensäure ist nicht im Stande, die basischen Eigenschaften 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, essig-saures Kali.

Man könnte meinen, dass die Kohlensäure, die so gern Luftform annimmt, durch Erhitzen leicht zu verjagen wäre; auffallender 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 mehrere Sorten davon mit einander zu vergleichen, wägt man sich 10 Grm. von jeder Sorte ab und



neutralisirt sie mit einer Säure. Da eine gute Pottasche mehr Säure braucht als eine schlechte, so kann man aus der

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 (graduirt) Glaszylinder, 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 Procenten an. Auf gleiche Weise ermittelt man auch die Güte der Soda.

#### Zweifach kohlensaures Kali ( $\text{KO}, \text{CO}_2 + \text{HO}, \text{CO}_2$ ).

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  $\text{KO}, 2\text{CO}_2, \text{HO}$ , sondern die einer Doppelverbindung (kohlensaures Kali und kohlensaures Wasser) giebt.

#### Kaliumoxyd oder Kali ( $\text{KO}$ ).

(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

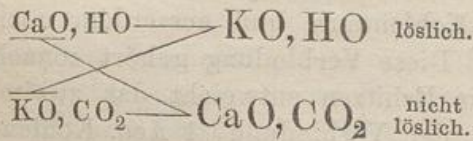
Fig. 115.



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 kohlensaure 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 ( $\text{KO}, \text{HO}$ ).** *Versuch.* Ein Theil der Aetzkallilauge 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 ( $\text{KO}, \text{HO}$ ). Dieses Wasser ist chemisch mit dem Kali verbunden, gleichsam als ob es eine Säure wäre. Das indifferente 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 hinzugiesst. Das Kalihydrat hat zwei starke Leidenschaften: 1) zum Wasser, 2) zur Kohlensäure; beide saugt es aus der Luft auf und wird dann wieder zu kohlen-saurem Kali oder Pottasche. Auch in Weingeist ist es löslich.

Kalihydrat wirkt ätzend. *Versuch b.* Man erwärme in einem Probirgläschen etwas weisses Fliesspapier, in einem andern 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 rührt von einer allmäligen Auflösung der Haut her.

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



hält im ersten Falle ein in Säulen krystallisirendes Sauerstoffsalz, Salpeter ( $\text{KO}, \text{NO}_5$ ), im zweiten Falle ein in Würfeln krystallisirendes Haloidsalz, Chlorkalium ( $\text{KCl}$ ) 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.

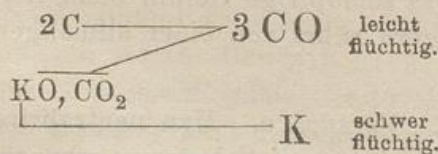
Kalihydrat ist eine starke Basis. *Versuch d.* Man löse ein Stückchen Kupfervitriol (schwefelsaures Kupferoxyd) in Wasser auf und tröpfe Kalilauge hinzu. Kali ist die stärkste Basis, welche wir kennen, sie entzieht daher dem Kupfervitriol die Schwefelsäure und bildet damit schwefelsaures Kali, welches 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 Uebergiessen mit Steinöl, einer Flüssigkeit, welche keinen Sauerstoff enthält, vor dem Oxydiren geschützt werden kann.

Um Kalium zu bereiten, erhitzt man gewöhnlich kohlen-saures 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 Processen 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 rührt 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 ( $\text{K O}_4$ ).

### Kalium und Schwefel.

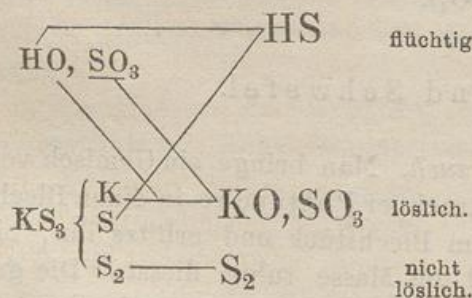
**279. Schwefelleber. Versuch.** Man bringe ein Gemisch von 3 Grm. Schwefel und 6 Grm. trockner Pottasche in einen Blechlöffel, bedecke diesen mit einem Blechstück und erhitze ihn, bis das Brausen aufgehört hat und die Masse ruhig fliesst. Die geschmolzene Masse sieht leberfarbig aus, und man gab ihr 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 abgiebt. 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 Schwefelkalium ( $\text{KS}_3$ ) 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, einfach Schwefelkalium ( $\text{KS}$ ), erhält man, wenn schwefelsaures Kali mit Kohle geglüht 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 Probirgläschen 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 niederschlagen (Schwefelmilch).

Hierbei findet eine Wasserzersetzung statt; der Sauerstoff des Wassers macht das Kalium zu Kali, welches sich mit der Schwefelsäure vereinigt, der Wasserstoff aber ent-

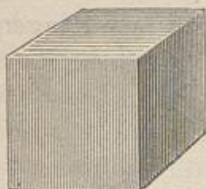


weicht mit  $\frac{1}{3}$  des Schwefels als Schwefelwasserstoffgas. Aehnlich, nur langsamer, wirkt die Kohlensäure der Luft, und es erklärt sich hieraus, warum die Schwefelleber (ebenso der Rückstand beim Verbrennen des Schiesspulvers) von selbst einen Geruch nach faulen Eiern entwickelt, wenn man sie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

Fig. 116.



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

### 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 Braunstein 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.



## Cyankalium (KCy).

283. Ein höchst giftiges, in farblosen Würfeln krystallisirendes, nach Blausäure riechendes Salz, gewöhnlich geschmolzen als weisse Salzmasse vorkommend und dann etwas cyansaures 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 Blutlaugensalz. Mit Cyangold und Cyansilber bildet das Cyankalium die Metalllösungen, deren man sich zur galvanischen Vergoldung und Versilberung bedient.

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

Schwefelsaures Kali ( $\text{KO}, \text{SO}_3$ ).

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 ( $\text{KO}, \text{SO}_3 + \text{HO}, \text{SO}_3$ ) 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 ( $\text{KO}, \text{NO}_5$ ).

**285. Darstellung. Versuch.** 20 Grm. Pottasche werden in 40 Grm. heissem Wasser gelöst und mit Salpetersäure neutralisirt; 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 ( $\text{NH}_3$ ) 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.

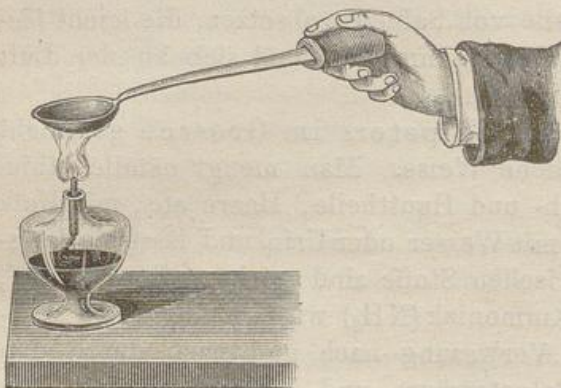
**286. Eigenschaften des Salpeters. Versuch a.** Man erhitzt etwas Salpeter in einem Probirgläschen: er schmilzt; giesst man ihn tropfenweise auf einen kalten Stein aus, so erhält man Salpeterkügelchen. Bei stärkerem Erhitzen entweicht Sauer-



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 oxydirt, 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  $\text{KO}, \text{NO}_3$  und  $2\frac{1}{2} \text{C}$  entstehen  $\text{KO}, \text{CO}_2$ , ferner  $1\frac{1}{2} \text{CO}_2$  und  $\text{N}$ . 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, Luntten etc.

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

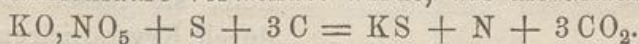
Thierische Stoffe werden durch Salpeter vor Fäulniss geschützt; man wendet ihn deswegen zum Einpökeln des Fleisches an.



## 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 lebhaftere Verpuffung. Das übrige Pulver stosse 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:



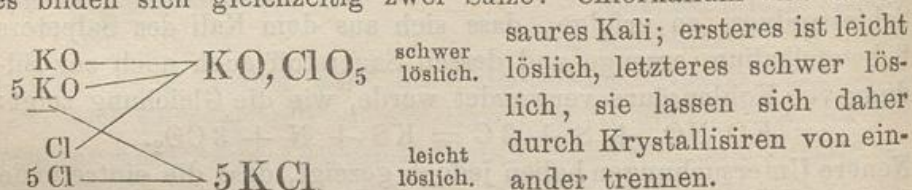
Neuere Untersuchungen haben jedoch gezeigt, dass die eintretende Zersetzung viel complicirter ist und dass einerseits der verbleibende feste Rückstand vorherrschend aus schwefelsaurem und kohlen-saurem Kali mit nur sehr wenig Schwefelkalium besteht, andererseits aber sich neben dem Stickstoff und der Kohlen-säure 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 Raume, 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 comprimierten Zustande und äussern daher vermöge ihrer Expansivkraft einen so mächtigen Druck auf die Wände des Gewehres und der Patrone 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 hygroskopische 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 Schwefel-eisen wird. Gleiches geschieht mit den eisernen Läufen der Schiessgewehre.

### Chlorsaures Kali ( $\text{KO}, \text{ClO}_5$ ).

**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 Feuerwerksätze. Das weisse Schiesspulver besteht aus 49 chlorsaurem 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 reiben, 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 Krümchen chlorsaures Kali in ein Becherglas und giesse ein wenig Weingeist, und nach diesem einige Tropfen Schwefelsäure hinzu: die Schwefelsäure treibt die Chlorsäure aus, welche sogleich zerfällt; dabei entsteht eine solche Erhitzung, dass sich der Weingeist entzündet.

290. Zündhölzchen. *Versuch.* Man mische einige Krümchen chlorsaures Kali zwischen den Fingern mit ungefähr der Hälfte Schwefelblumen und streue das Gemisch auf Schwefelsäure, 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, Zinnober und Gummi arabicum zusammengemischten Brei eintauchte und trocknete. In den Zündfläschchen befand sich mit rauchender Schwefelsäure angefeuchteter Asbest. Sties man nun ein Hölzchen auf letzteren, so bewirkte die haften gebliebene Schwefelsäure 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 leicht-entzündlichen gewöhnlichen Phosphor um, welcher die Zündmasse zur Verbrennung bringt, die sich von dieser auf das mit Paraffin getränkte Holz weiter verbreitet.

#### Kieselsaures Kali (Kalisilicate).

**291.** Das natürlich vorkommende kieselsaure Kali ( $\text{K O}, 3 \text{ Si O}_2$ ) macht einen wesentlichen Bestandtheil vieler Mineralien, namentlich des Feldspaths und Glimmers, wie des Erdbodens, aus. Obwohl in reinem Wasser unlöslich, wird es doch durch kohlensäurehaltiges Wasser bei der Verwitterung langsam gelöst ( $\text{K O}, \text{Si O}_2$ ) 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-amorpher Form. Viel Sand mit wenig Kali giebt ein fast ganz unlösliches Glas, den Hauptbestandtheil des deutschen Flaschen- und Fensterglases (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.,

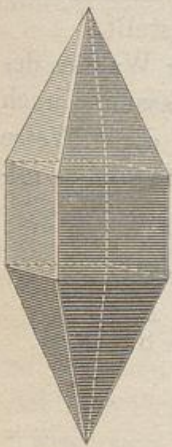


oder zur Herstellung eines wasserdichten Ueberzuges auf Holz- und Mauerwerk, oder zur Fixation von Frescogemälden, oder als ein billigeres Surrogat der Seife beim Reinigen der Wäsche Anwendung findet. In 235 ist die Bereitung einer solchen Lösung auf nassem Wege angegeben.

Saures weinsaures Kali oder Weinstein  $\left(\begin{smallmatrix} \text{KO} \\ \text{HO} \end{smallmatrix}\right), \bar{\text{T}}$ .

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 Weinstein als eine steinartige, graue oder rothe Kruste ab (roher Weinstein). Wird dieser von dem anhängenden Farbstoffe durch Umkrystallisiren gereinigt, so erhält man ihn in farblosen, an einander hängenden, zugespitzten, vierseitigen Säulen krystallisirt (gereinigter Weinstein). Das Pulver davon ist unter dem Namen *Cre-mor 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 kohlen-saurem Kali verbrennt, wurde schon bei der Weinsäure angegeben. Man stellt sich die reine Pottasche gewöhnlich aus Weinstein dar.

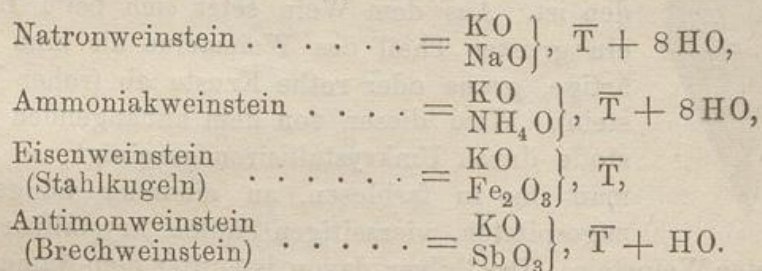
Neutrales weinsaures Kali  $\left(\begin{smallmatrix} \text{KO} \\ \text{KO} \end{smallmatrix}\right), \bar{\text{T}} + \text{HO}$ .

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 zersetzbar durch andere, selbst sehr schwache Säuren. Man vermische eine Lösung davon mit Essig: es fällt ein weisses Pulver, Cremor tartari, nieder. Das zweite Aequivalent 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 Weinstein durch Kali ersetzt wurde, so kann dasselbe auch durch andere Basen ersetzt werden. Man erhält auf diese Weise die sogenannten medicinischen Weinsteine, 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 Klee-säure 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 krystallinischer 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 Lebensfunctionen. 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, Runkelrübenschempe, 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 Kaligehalt für eine andere noch hinreicht.

Stöckhardt, die Schule der Chemie.



## Natrium (Na).

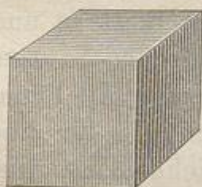
(Aeq.-Gew. = 23 [Sodametal]. — Specif. Gew. = 0,97.)

— 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 allmäligen 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 krystallisirt gewöhnlich (wasserfrei) in Würfeln, in der Kälte (wasserhaltig) in Säulen.

2) Welchen grossen Einfluss die Temperatur auf die Verwandtschaften 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 rührt 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  $\text{NaCl}$ . Ist Wasser dabei, so kann man es auch als salzsaures Natron ansehen, denn  $\text{NaCl} + \text{HO}$  ist dasselbe wie  $\text{NaO}, \text{HCl}$ .

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, wodurch 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, krümlige 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. Chlorkalcium, 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 Bittererdesalze 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 nichten. 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 Zersetzungen, 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 wegzubringen 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, krystallisirt in vierseitigen und sechsseitigen Säulen, und hat einen salzig-bitterlichen Geschmack.

Verwittern. *Versuch a.* Man lege 20 Grm. durchsichtiges, krystallisirtes 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 erkalten lässt. Pottasche ist ein zerfliessliches Salz, Kochsalz ein luftbeständiges, Glaubersalz ein verwitterndes. Salze, welche verwittern, müssen wohl verstopft an einem kühlen Orte aufbewahrt werden.

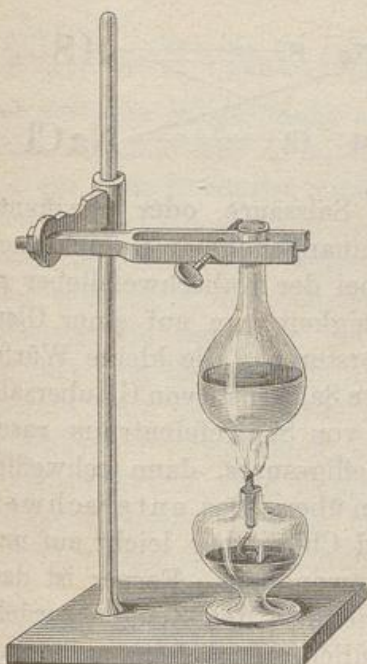
Schmelzen. *Versuch b.* Wird ein Glaubersalzkry stall auf Kohle durch das Löthrohr erhitzt, so schmilzt er bald, weil er sich in seinem Krystallwasser auflöst (wässriger Fluss); dann wird er trocken, wenn das Wasser verjagt ist; endlich aber schmilzt er in der Glühhitze zum zweiten Male (feuriger Fluss). 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 krystallisirtes 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 krystallisirtes 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 Löschen des Kalkes.

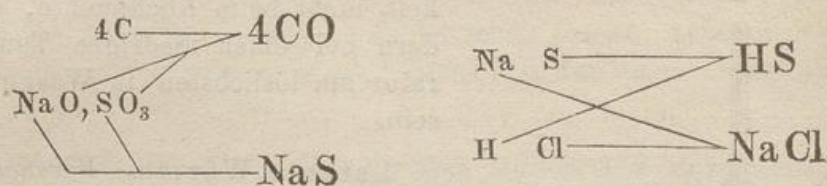
Saures oder zweifach schwefelsaures Natron enthält, wie das entsprechende Kalisalz, noch einmal so viel Schwefelsäure als das neutrale Salz.

#### 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 Schwefelnatrium (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 Glas-  
tafel eintrocknen, so erhält man im ersteren 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 dasselbe 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** ( $\text{NaO, CO}_2 + 10\text{HO}$ ).

— 1793 von Leblanc zuerst aus Kochsalz dargestellt. —

**303. Bereitung im Kleinen. Versuch.** Man bereite sich noch einmal Schwefelnatrium auf die eben angegebene Weise, ver-  
reibe es, sammt den anhängenden Kohlentheilchen, in einem Mör-  
ser 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 Schwefelwasser-  
stoffgas 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

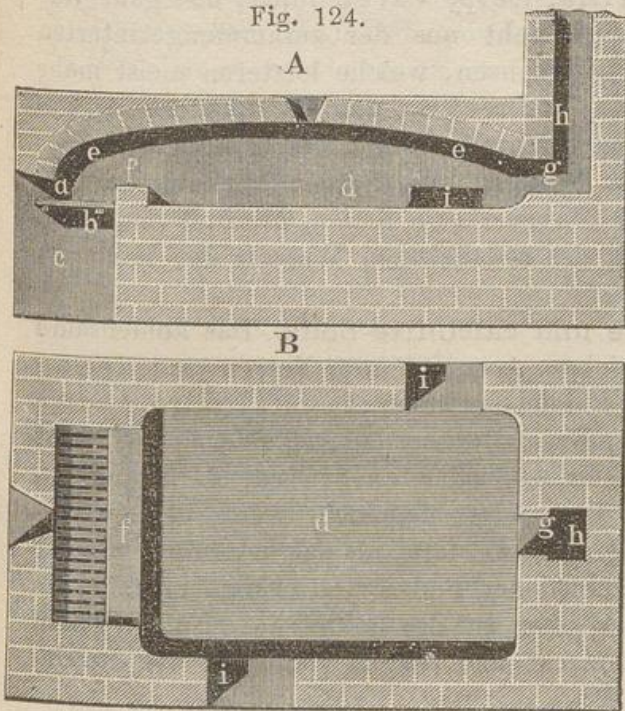


die Kohlensäure der Kreide aber an das Natrium. Aus diesen Vorgängen kann man ersehen, dass man auch in der Chemie, wie im gewöhnlichen Leben, oft auf Umwegen etwas erreichen kann, was auf geradem Wege nicht erreichbar ist. Das Natrium hat zum Chlor eine stärkere Affinität als zum Sauerstoff, wir können daher aus dem Kochsalze nicht direct Natron darstellen; wohl aber können wir durch Schwefelsäure leicht das Haloidsalz in ein Sauerstoffsalz, 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. Für die Befriedigung

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

Fig. 124.





trons in Schwefelnatrium, c. Umwandlung des Schwefelnatriums in kohlsaures 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, *ii* 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 erhitzenden Stoffe kommen kann. Die schlackenartige, aus kohlsaurem 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 (Sodarückstände). 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 unbedeutende 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 kohlsaure Natron besteht aus gleichen Aequivalenten Natron und Kohlensäure. Man hat es im Handel entweder krystallisirt — 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 krystallisirte. Die Gehaltsprüfung der verschiedenen Sodasorten erfolgt mittelst des Alkalimeters (272). In Wasser ist das kohlsaure 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. krystallisirtem 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 Weinsteinensäure 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 einfach kohlensaures Natron bleibt zurück. Alle alkalischen Mineralwässer (Natrokrenen) enthalten zweifach kohlensaures Natron, in ihrem Abdampfungsrückstande findet sich daher einfach 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 ( $\text{NaO}$ ).

(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 ( $\text{NaO}, \text{HO}$ ). 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.

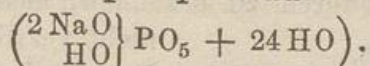
Natrium ( $\text{Na}$ ).

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 rührt vom Natriumdampf her.

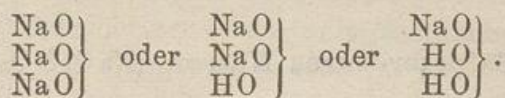
309. Rückblick. Wir sind jetzt von dem verbreitetsten Natronsalze, dem Kochsalze, bis zum einfachen Natrium in der Reihenfolge aufgestiegen, die man zu beobachten hat, wenn man sich diese Körper wirklich darstellen will. Ehe die weiteren Natriumsalze folgen, mag ein flüchtiger Rückblick diese Reihenfolge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



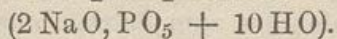
## Dreibasisch phosphorsaures Natron



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



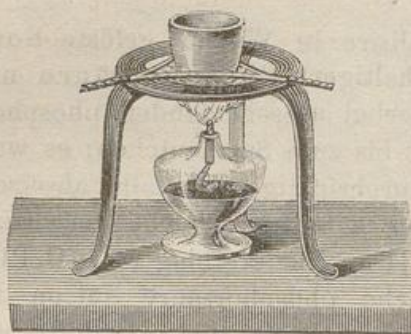
311. Von dem phosphorsauren Natron des vorigen Versuchs lege man einige Krystalle an einen warmen Ort: sie beschlagen weiss und zerfallen endlich zu einem weissen Pulver (verwittern), weil sich das Krystallwasser des Salzes nach und nach verflüchtigt. Man kann auf diese Weise, ohne eine Temperatur von  $100^\circ$  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

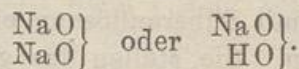


pyrophosphorsaures Natron. Seine veränderten Eigenschaften geben sich noch dadurch zu erkennen, dass es in der Wärme

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:



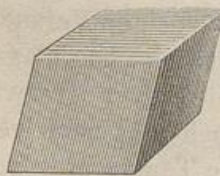
Im einbasisch-phosphorsaureren oder metaphosphorsaureren

Natron ist nur 1 Aeq. Natron mit 1 Aeq. Phosphorsäure verbunden ( $\text{NaO}, \text{PO}_5$ ). 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 ( $\text{NaO}, \text{NO}_5$ ).

312. *Versuch.* 1 Loth Soda wird in wenig heissem Wasser gelöst und mit Salpetersäure neutralisirt; 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 langsamer, 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 theuern Kalisalpers 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 ( $\text{NaO}, 2\text{BO}_3 + 10\text{HO}$ ).

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 neutralisirt.

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 Bleiglätte, 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.)

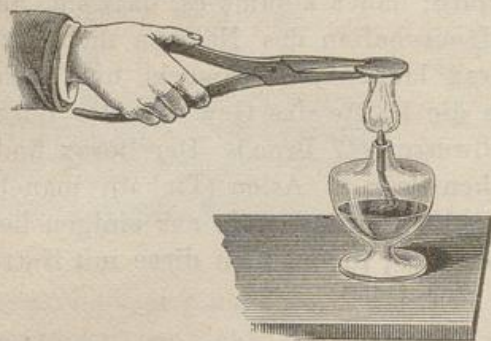
314. Löthen mit Borax. Wegen der Eigenschaft des Borax, Metalloxyde aufzulösen, benutzt man ihn in der Chemie zur Erkennung von Metalloxyden durch Löthrohrversuche, im ge-



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 kieselsaure Natron (oder Kali) erst dann; wenn man mit ihm noch eine zweite, erdige oder metallische Basis, z. B. Kalk oder Bleioxyd, 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. Bleiglätte oder Mennige. Diese Substanzen werden feingemahlen mit einander gemengt, in Thontöpfe (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 Glasachen sehr langsam abkühlen. Schnell erkaltete Glasgefässe springen oft schon, wenn man sie aus einem warmen Zimmer in ein kaltes trägt; durch langsames Erwärmen solcher Gefässe in einem Kessel mit Wasser bis zum Kochen des letzteren und nachheriges sehr langsames Abkühlen lässt sich dieser Fehler einigermaassen verbessern.

Stöckhardt, die Schule der Chemie.



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 Zinnoxid 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. Geschliffen werden die Gläser mit Sand und Smirgel, polirt mit Eisenoxid 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, Bleioxid 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 Eisenoxid, wodurch es braungelb, oder kieselsaures Eisenoxydul, wodurch es grün bis schwarz gefärbt wird. Dieses Eisen rührt 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 Aetzkali.	Natriumoxyd oder Aetznatron.
Schwefelmetalle: Schwefelkalium oder Kalischwefelleber.	Schwefelnatrium oder Natronschwefelleber.
Haloidsalze: Chlorkalium.	Chlornatrium.
Jodkalium.	Jodnatrium.
Cyankalium.	
Sauerstoffsalze: Kohlensaures Kali oder Pottasche.	Kohlensaures Natron oder Soda.
Zweifach kohlensaures Kali.	Zweifach kohlensaures Natron.
Chlorsaures Kali.	Chlorsaures Natron.
Salpetersaures Kali oder Salpeter.	Salpetersaures Natron oder Chilisalpeter.
Schwefelsaures Kali.	Schwefelsaures Natron oder Glaubersalz.
Zweifach schwefels. Kali.	Zweifach schwefelsaures Natron.
Schweiffigsaures Kali.	Schweiffigsaures Natron.
Unterschweiffigsaures Kali.	Unterschweiffigsaures 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.
Zweifach oxalsaures Kali oder Kleesalz etc.	Kali- } Natron- } Weinstein.



## L i t h i u m (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.

## C a e s i u m (Cs) und R u b i d i u m (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 ersteren zwei charakteristische hellblaue, die des letzteren 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.

A m m o n i u m ( $\text{NH}_4 = 18$ ).

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



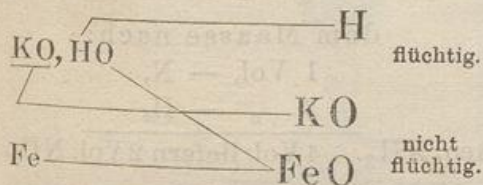
fert derselbe mit 4 Aeq. Wasserstoff eine Verbindung, welche sich wie ein zusammengesetztes Metall und zwar wie ein Alkalimetall verhält, das Ammonium. In freiem Zustande kennt man dasselbe noch nicht, da es sich alsbald in  $\text{NH}_3$  (Ammoniak) und  $\text{H}$  zerlegt; man weiss nur, dass es unter 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,  $\text{NH}_4\text{O}$ , 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 ( $\text{NH}_3$ ).

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

— Lange bekannt; Zusammensetzung 1785 von Berthollet bestimmt. —

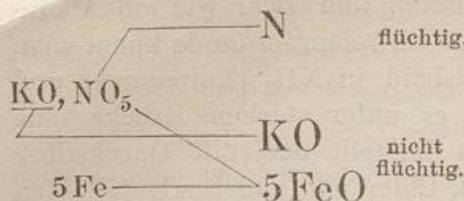
**321. Ammoniak aus seinen Elementen.** *Versuch a.* 4 Grm. feine Eisenfeile und 0,2 Grm. Kalihydrat (Aetzkali) werden genau gemischt und in einem Probirgläschen, welches mit einer gebogenen Glasröhre verbunden ist (Fig. 29), erhitzt. Wenn die atmosphärische Luft entwichen ist, fängt man das sich entwickelnde Gas in einem besonderen Gläschen auf; es lässt sich durch einen brennenden Holzspan entzünden: es ist Wasserstoff. Dieser kommt aus dem Wasser des Kalihydrats, dessen Sauerstoff sich mit dem Eisen verbindet. Das Kali wirkt lediglich in der Weise, dass es das Wasser bis zur Glühhitze festhält: Wasser allein würde sich nur bis  $100^\circ$  erhitzen lassen.



*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:	dem Maasse nach:
1 Aeq. N = 14 Grm. und	1 Vol. — N,
3 „ H = 3 „	3 „ — H,
4 Aeq. liefern 17 Grm. oder 1 Aeq. NH <sub>3</sub> .	4 Vol. liefern 2 Vol. NH <sub>3</sub> .

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



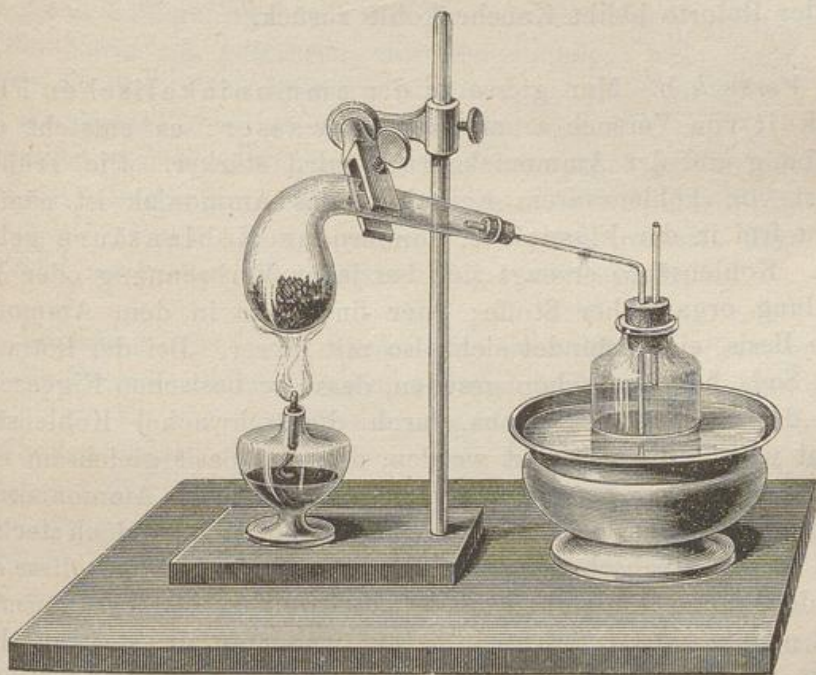
Druck oder starke Kälte lässt sich das Ammoniakgas zu einer Flüssigkeit von nur 0,62 specif. Gewicht verdichten.

Trennt sich von dem Ammoniak 1 Aeq. H, so entsteht Amid,  $\text{NH}_2$ , 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 gröblich 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 Steinkohlengas, 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 bemerkt man aber zugleich einen stechenden Geruch nach Ammoniak, welches letztere sich auch durch eingetauchtes rothes Probirpapier kund giebt, dessen Farbe in Blau ungeändert 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 Ammoniakgeruch wird stärker. Die Trübung rührt 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 Hirschhornggeist, 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 Hirschhornsalz (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  
( $\text{NH}_4\text{Cl}$  oder  $\text{NH}_3, \text{HCl}$ ).

324. *Bereitung. Versuch.* Die bei dem vorigen Versuche erhaltene ammoniakalische Flüssigkeit wird mit Salzsäure neutralisirt, 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 krystallisirte 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 zähen 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 neutralisirt, 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.  $\text{NH}_3$  mit 1 Vol.  $\text{HCl}$ ; 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 Doppelsalz 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 verreise 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 bemerkt man auch während des Verzinnens einen Geruch nach freiem Ammoniak.

**Schwefelsaures Ammon oder Ammoniak**  
( $\text{NH}_4\text{O}, \text{SO}_3$  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 Alaunbereitung, 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**  
( $2\text{NH}_4\text{O}, 3\text{CO}_2$  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 Kohlen-

säure 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 Kohlenensäure 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 „Phosphorsalz“ häufig als Flussmittel bei Löthrohrversuchen.

#### Flüssiges Ammon oder Ammoniak (Salmiakgeist)

( $\text{NH}_4\text{O} + \text{Wasser}$  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.  $\text{NH}_4\text{Cl}$  oder  $\text{NH}_3, \text{HCl}$  mit  $\text{CaO}, \text{HO}$  geben  $\text{NH}_3, 2\text{HO}$  und  $\text{CaCl}$ . 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 Lackmuspapier 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 Aetzkalklauge und Aetznatronlauge hergestellt würde.

#### Schwefelammonium oder Schwefelwasserstoffammoniak ( $\text{NH}_4\text{S}$ oder $\text{NH}_3, \text{HS}$ ).

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 ( $\text{NH}_4\text{S}_2$ ) 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 kohlen-saure 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 bilden, 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 kohlen-saures 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 kohlen-saure Ammoniak sich in geruchloses und bei gewöhnlicher Tem-



peratur nicht mehr flüchtiges Chlorammonium oder schwefelsaures 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.  $\text{NH}_3$  geht dabei in  $\text{NO}_3$ , weiter in  $\text{NO}_5$  und  $3\text{HO}$  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 Gefässluft, noch einigemal 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 assimilirt. 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.

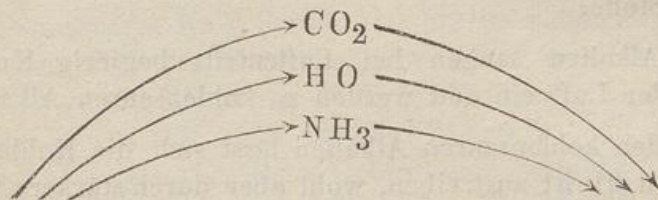
Aehnlich wirken auch die stickstoffreichen thierischen Stoffe, als: Blut, Fleisch u. a., nur tritt bei ihnen die Wirkung langsamer ein, weil sie im Erdboden erst dem Process der Fäulniss oder Ammoniakbildung unterliegen müssen, ehe sie von den Pflanzenwurzeln aufgenommen werden können. Wenn die Knochen 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 todten Thiere und Pflanzen in Kohlensäure, Wasser und Ammoniak oder Salpetersäure verwandelt, und aus diesen Zersetzungsproducten entstehen wieder, unter Beihülfe gewisser Mineralstoffe, alle die zahllosen Pflanzen, die unsere Erdoberfläche bedecken.

Fig. 130.



Tode Thiere und Pflanzen.

Lebende Pflanzen.

#### Systematische Zusammenstellung der Ammonium- resp. Ammoniakverbindungen.

Ammonium . . . . .	$\text{NH}_4$		
Ammoniumoxyd . . .	$\text{NH}_4\text{O}$	$\text{NH}_3, \text{HO}$ . . . . .	Ammoniakhydrat.
oder Ammon.		$\text{NH}_3$ . . . . .	Ammoniak.
		$\text{NH}_2$ . . . . .	Amid.
Schwefelammonium .	$\text{NH}_4\text{S}$	$\text{NH}_3, \text{HS}$ . . . . .	Schwefelwasserstoff- Ammoniak.
Chlorammonium . . .	$\text{NH}_4\text{Cl}$	$\text{NH}_3, \text{HCl}$ . . . . .	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



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 Luftzutritt 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.



## Zweite Gruppe: Erdalkalimetalle.

— 1808 von Davy entdeckt. —

## C a l c i u m (Ca).

(Aeq.-Gew. = 20 [Kalkerdemetall]. — Specif Gew. = 1,55.)

Kohlensaurer Kalk ( $\text{CaO}, \text{CO}_2$ ).

333. Dass die Kreide aus Calciumoxyd und Kohlensäure, aus kohlensaurem Kalk besteht, ist bereits bekannt, sie diene ja in mehren früheren Versuchen zur Bereitung der Kohlensäure. Dieselben Bestandtheile — 56 Proc. Kalk und 44 Proc. Kohlensäure — finden wir auch in dem Marmor und den gewöhnlichen Kalksteinen. Ganze Gebirgszüge bestehen aus Kalkstein; ganze Länder haben einen Kalk- oder Kreideboden; der kohlensaure Kalk ist ein Hauptbestandtheil unseres Erdballes. Wir treffen ihn auch durchsichtig und in Rhomboëdern (Fig. 126) oder sechsseitigen Säulen krystallisirt an und nennen ihn dann Kalkspath; dagegen erhält er den Namen Arragonit, wenn er in der Form einer geraden rhombischen Säule krystallisirt ist (der kohlensaure Kalk ist dimorph). Kalkreiche Erdarten führen den Namen Mergel (Thonmergel, Sandmergel etc.). Endlich bestehen auch viele thierische Gebilde aus kohlensaurem Kalk, so namentlich die Muschel- und Eierschalen, die Korallen, Perlen u. a. Die grosse Verschiedenheit, welche diese Kalkfossilien im Aeusseren zeigen, kann nicht befremden; sehen wir doch bei unserem gewöhnlichen Zucker eine ähnliche Mannigfaltigkeit der Form; im Kandis haben wir ihn krystallisirt, im Hutzucker körnig-krystallinisch, in den Bonbons glasartig-amorph, im gestossenen Zucker pulverig-amorph.

Lithographie. Alle Kalksteine brausen, wenn man eine Säure auftröpfelt, und lassen sich dadurch leicht von anderen Steinen unterscheiden. Bestreicht man einen Kalkstein an einzelnen Stellen mit Fett oder Firnissfarbe und giesst dann eine Säure, am besten verdünnte Salpetersäure, darauf, so löst sich der Kalk nur da auf,



wo er frei geblieben ist, nicht aber an den fettigen Stellen, diese bleiben demnach erhaben. Wird ein so geätzter Stein mit Buchdruckerschwärze überwalzt, so haftet diese nur an den erhabenen Orten fest und lässt sich von da auf Papier abdrucken. So verfährt man bei der Steindruckerei. Die hierzu passenden Kalksteine heissen lithographische Steine.

334. Hartes Wasser. *Versuch.* Man blase durch eine Glasröhre in Kalkwasser: es entsteht ein Niederschlag von kohlen-saurem Kalk; man blase längere Zeit fort: der Niederschlag wird sich zum grössten Theile wieder auflösen. Die Kohlensäure des Athems schlägt erst den Kalk nieder, dann löst sie ihn wieder auf. Der kohlen-saure Kalk ist ganz unlöslich im Wasser, er ist aber löslich in kohlen-säurehaltigem Wasser, indem er in zweifach- oder doppelt-kohlen-sauren Kalk übergeht. Man versetze einen Theil dieses Wassers mit einigen Tropfen Seifenwasser oder Seifenspiritus: es entsteht eine Trübung und später setzen sich weisse Flocken ab, die zwischen den Fingern gerieben klebrig werden; die trübe Flüssigkeit giebt beim Schütteln keinen Schaum und reinigt nicht beim Waschen, während kalkfreies Wasser mit Seife stark schäumt und gut reinigt. Die ausgeschiedene klebrige Masse ist unlösliche Kalkseife, die sich aus der löslichen Natronseife erzeugt hat. Man nennt die kalkhaltigen Wasser harte; am härtesten sind die gypshaltigen; sie eignen sich auch nicht zum Weichkochen von Hülsenfrüchten.

Tropfstein. Kalksinter. *Versuch.* Von dem harten, kalkhaltigen Wasser des vorigen Versuchs lasse man einen Theil an der Luft stehen: dasselbe trübt sich und der kohlen-saure Kalk setzt sich langsam ab, indem die eingeblasene Kohlensäure langsam verdunstet. Einen andern Theil des harten Wassers koche man in einem Probirgläschen: man sieht die Kohlensäure in Blasen entweichen und der kohlen-saure Kalk wird schnell ausgeschieden. Was hier im Kleinen geschieht, erfolgt in der Natur sehr allgemein im Grossen. In jeder Erde, wo organische Stoffe verwesen, findet das durchsickernde Wasser Kohlensäure; daher enthält fast alles Quellwasser Kohlensäure; in den meisten Erd- und Steinarten findet das gebildete kohlen-saure Wasser kohlen-sauren Kalk, von dem es etwas auflöst, daher enthält fast alles Quellwasser kohlen-sauren Kalk und erscheint hart.



Fliesst dieses Wasser in Bächen weiter oder verweilt es längere Zeit in Sammelteichen, so entweicht die Kohlensäure wieder und der kohlensaure Kalk setzt sich als Schlamm ab; man nennt das kalkfreie Wasser nun weiches Wasser (Flusswasser, Teichwasser etc.); es schäumt stark mit Seife.

Dasselbe geschieht, wenn kalkhaltiges Wasser beim Durchsickern durch Erdschichten oder Felsenspalten hohle Räume antrifft; in diesen scheidet der kohlensaure Kalk sich oft steinartig aus und heisst dann Tropfstein oder Kalksinter, auch Kalktuff. In Kellern und unter Brücken findet man nicht selten die Wände mit einer Kruste von Tropfstein überzogen. Der aus dem Carlsbader Wasser sich absetzende Sprudelstein ist der Hauptsache nach gleichfalls kohlensaurer Kalk. Kocht man hartes Wasser, so muss der kohlensaure Kalk auch niederfallen; dies geschieht besonders da in auffälliger Weise, wo grosse Wassermengen verdampfen, z. B. in Dampfkesseln (Kesselschlamm oder Kesselstein). Die meisten Kesselsteine bestehen aus schwefelsaurem Kalk und rühren von gypshaltigem Wasser her.

Calciumoxyd, Aetzkalk oder gebrannter Kalk ( $\text{CaO}$ ).

(Aeq.-Gew. = 28; als Hydrat = 37.)

**335. Kalkbrennen. Versuch.** Man lege ein Stückchen Kreide auf Kohle und erhitze es durch die Löthrohrflamme so stark, dass es mehrere Minuten lang lebhaft glüht: es wird jetzt viel leichter geworden sein als vorher, nicht mehr abfärben und nicht mehr mit Säuren brausen; es hat durch das Glühen die Kohlensäure verloren und heisst nun gebrannter Kalk oder kurzweg Kalk. Wird etwas davon auf angefeuchtetes rothes Lackmuspapier gelegt, so hinterlässt es blaue Flecke; es reagirt also basisch, was die Kreide nicht thut.

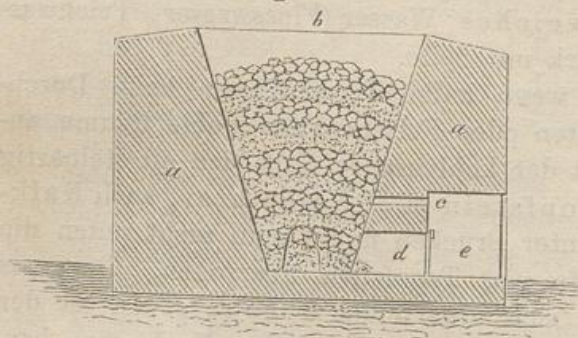
Kalkbrennen im Grossen. Das Brennen des Kalksteins im Grossen geschieht bekanntlich in besonderen Oefen, von denen diejenigen die vortheilhaftesten sind, welche in ununterbrochenem Gange erhalten werden.

Ein für Steinkohlen eingerichteter einfacher Ofen solcher Art ist der nachstehende, Fig. 131 (a. f. S.). Der von den Mauern *a* umschlossene, nach unten enger werdende Schacht *b* wird mit abwechselnden Schichten von Steinkohle und Kalkstein, die man



oben aufschüttet, immer voll erhalten. Unten hat der Ofen drei Seitenöffnungen, von denen hier nur eine, *c, d*, sichtbar ist, durch

Fig. 131.

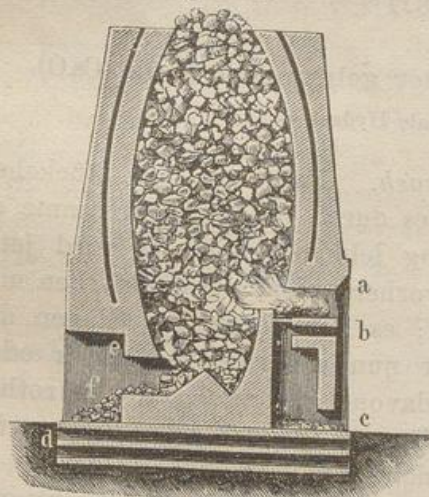


welche man den glühenden Kalk, so weit er gut gebrannt ist, von Zeit zu Zeit herauszieht. Die Asche der Steinkohlen kommt hier unter den gebrannten Kalk und dieser wird sonach um so unreiner werden, je mehr die

Steinkohle erdige Beimengungen enthielt.

Bei der folgenden Construction, Fig. 132, vermeidet man diesen Uebelstand und ist zugleich im Stande, Brennmaterialien von geringer Qualität und geringer Festigkeit, z. B. Torf, Braunkohle, Gruss von Steinkohle etc., zu benutzen. *a* ist die Heizöffnung mit dem Roste, auf dem das Brennmaterial für sich, nicht in dem Ofenschachte sondern neben demselben, verbrannt wird; *b* die Oeffnung für den Luftzug, *c* und *d* der Aschenfall. Wie bei dem Flammenofen schlägt auch hier nur die Flamme in den Schacht des Ofens hinein, der mit Kalksteinen angefüllt wird; der Kalk kann also nicht durch die

Fig. 132.



Asche des Brennmaterials verunreinigt werden. Gewöhnlich hat ein Ofen mehrere solcher Feuerungen. Bei *f* zieht man den gargebrannten Kalk heraus, während oben immer wieder frischer kohlensaurer Kalk zugeschüttet wird. Solche Oefen können jahrelang, so lange die Umfassungsmauern überhaupt halten, ohne Unterbrechung im Gange erhalten werden.



**336. Aetzkalk. Versuch.** Man wickle ein Stück gebrannten Kalk in ein Papier oder Leinwandläppchen ein und lege es einige Wochen bei Seite: Papier und Leinwand werden nach einiger Zeit so mürbe geworden sein, dass man sie mit Leichtigkeit zerzupfen kann; der Kalk hat sie, wie man zu sagen pflegt, zerfressen. Gebrannter Kalk wirkt also, ähnlich dem Aetzkali und Aetznatron, ätzend auf organische Stoffe, und deswegen wird er auch häufig Aetzkalk genannt. Reibt man Kalkbrei zwischen den Fingern, so kann man seine ätzende Wirkung auf die Haut leicht durchs Gefühl bemerken. In den Gerbereien legt man die Häute in Kalkmilch, um sie so weit aufzulockern, dass sich die Haare abreiben lassen. In der Landwirthschaft ist es zweckmässig, das Unkraut, z. B. Quecken etc., mit Kalk gemengt, auf Haufen zu schichten, weil durch den Kalk eine viel schnellere Verwesung der Pflanzentheile zu Dünger bewirkt wird. Ganz falsch dagegen ist es, den schon verwesenen oder gefaulten Dünger mit Kalk zu vermengen, denn in diesem sind Ammoniaksalze enthalten, deren Ammoniak durch den Kalk ausgetrieben wird; er muss also an Wirksamkeit verlieren.

Die angegebenen Wirkungen des gebrannten Kalkes sind dem starken basischen Naturell desselben zuzuschreiben; Calciumoxyd ist eine so kräftige Basis, dass sie nur von den Alkalien an Wirkungsstärke übertroffen wird. Man benutzt dasselbe häufig in der Chemie, um schwächere Basen aus ihren Salzen abzuscheiden. Es stellt das Radical der Calciumsalze dar, welche durch ihr Verhalten zur Oxalsäure (261) und dadurch erkannt werden, dass sie die Weingeistflamme gelbroth färben und eine orangegelbe und eine grüne Spectrallinie geben.

**337. Kalkhydrat ( $\text{CaO}, \text{HO}$ ).** Der gebrannte Kalk hat, dem Kali gleich, zwei starke Leidenschaften, nämlich zum Wasser und zur Kohlensäure. Lässt man ihn an der Luft liegen, so zieht er erst Wasser an und zerfällt dabei zu Pulver (er löscht sich selbst); später saugt er auch Kohlensäure ein und braust dann wieder mit Säuren. Von dem schnellen Löschen des Kalkes durch Besprengen mit Wasser und der dabei stattfindenden Erhitzung ist schon früher (33) die Rede gewesen. 3 Pfund Kalk binden 1 Pfd. Wasser und geben ein staubiges Pulver von Kalkhydrat oder gelöschtem Kalk. Mit Wasser angerührt wird



daraus Kalkbrei, mit mehr Wasser Kalkmilch, mit der 800fachen Wassermenge eine wirkliche, klare Auflösung, Kalkwasser, dessen Eigenschaften schon in 47 angegeben wurden. Kochendes Wasser löst nur halb so viel auf als kaltes, also ein ähnlicher Fall wie beim Glaubersalze. Wegen der grossen Affinität des gebrannten Kalkes zum Wasser kann man ihn anwenden, um feuchte Locale auszutrocknen und um aus gewöhnlichem Wein-geist wasserfreien oder absoluten zu machen.

Kalk und Kohlensäure. Beispiele davon, dass der gebrannte Kalk sich begierig mit der Kohlensäure verbindet, sind schon genug dagewesen, z. B. bei den Verbrennungsversuchen und der Bereitung von Aetzkali und Aetznatron. Man hat in ihm daher ein gutes Mittel, um Luft, die viel Kohlensäure enthält, zu reinigen, z. B. die Luft in alten Kellern, Brunnen und Bergwerken, oder in Kellern, in denen sich gährende Flüssigkeiten, wie Weinmost, Bierwürze oder Branntweinmeische etc., befinden. Auch dem rohen Leuchtgase entzieht man gewöhnlich durch Kalkmilch seine Kohlensäure, sowie zugleich das beigemengte Schwefelwasserstoffgas. Wir benutzen die Kalkmilch ferner allgemein zum Ausweissen unserer Stuben; der Ueberzug wird an den Wänden schnell weiss und besteht nach dem Trocknen nicht mehr aus Kalkhydrat, sondern aus Kreide.

#### Kalk als Mörtel.

**338. Luftmörtel.** Einzelne Holzstücken werden mit Leim zusammengeklebt, einzelne Steine mit Kalkbrei, zu dem man zuvor Sand gemischt hat (Mörtel). Dies ist die wichtigste Benutzung des Kalks. Ein Gemenge von Kalkbrei und Sand wird an der Luft nach und nach hart und steinartig, daher sein Name: Luftmörtel. Das Hartwerden ist dreierlei Ursachen zuzuschreiben: 1) das Wasser verdunstet und das Kalkhydrat bleibt als eine zusammenhängende Masse zurück; 2) der Kalk zieht Kohlensäure aus der Luft an und es bildet sich ein Gemisch von Kalkhydrat und kohlensaurem Kalk (basisch-kohlensaurer Kalk), welches eine grössere Festigkeit besitzt als beide Körper allein; 3) an der Oberfläche des Sandes entsteht nach und nach eine chemische Verbindung der Kieselsäure mit dem Kalk (Kalksilicat), beide verwachsen gleichsam mit einander. Hierdurch insbeson-



dere erklärt sich die ausserordentliche Festigkeit des Mörtels an alten Bauwerken. Wenn unsere Gebäude Jahrhunderte alt sind, so wird der Mörtel daran gewiss auch dieselbe Festigkeit haben, vorausgesetzt, dass man ihn mit gutem Quarzsande, nicht aber, wie es so oft geschieht, mit lehmigem oder glimmerigem Sande bereitete. Der Sand vermindert ausserdem noch das Schwinden oder Zusammenziehen des Mörtels; Kalkbrei ohne Sand trocknet zu einer rissigen Masse ein, nicht aber, wenn er mit Sand versetzt worden. Alter Mörtel besteht also aus Kalkhydrat, kohlen-saurem Kalk, etwas kieselsaurem Kalk und Kieselerde (Sand).

Wassermörtel. Brennt man einen Kalkstein, in dem Thon enthalten ist (mageren Kalkstein), oder ein inniges Gemenge von Kreide mit  $\frac{1}{5}$  Thon bei gelinder Glühhitze, so erhält man gebrannten Kalk, welcher mit Wasser und Sand einen Mörtel giebt, der wie Gyps schnell erstarrt und unter Wasser nach und nach steinhart wird; er heisst Wassermörtel oder hydraulischer Kalk (römischer Cement, Portland Cement etc.) und ist ein vortreffliches Bindemittel für die Steine bei Brücken- und anderen Wasserbauten. Thon ist kieselsaure Thonerde; beide Bestandtheile dieser Verbindung erfahren beim Brennen eine Aufschliessung durch den Kalk, indem sie mit diesem Kalksilicat und Kalkaluminat bilden, welche die Fähigkeit besitzen, unter Bindung von Wasser steinähnlich zu erhärten. Ein anderes Verfahren, hydraulischen Kalk darzustellen, besteht darin, dass man dem gewöhnlichen Kalkbrei solche Thonsilicate, welche aufgeschlossene Kieselerde enthalten und mit Salzsäure gelatiniren, beimischt. Obenan unter diesen stehen die vulcanischen Aschen, zumal die Puzzolane vom Vesuv und der Trass aus dem Brohlthale am Rhein; auch manche Steinkohlenaschen und Schlacken leisten gleiche Dienste. Die Wirkung dieser sogenannten Cemente erklärt sich auf dieselbe Weise wie oben angegeben.

#### Kalk als Düngemittel.

339. Verbrennt man Pflanzen, so erhält man immer, sie mögen gewachsen sein, wo sie wollen, eine Asche, welche grössere oder geringere Mengen von Kalk enthält. So hat man beispielsweise in 1000 Pfd. völlig trockner Pflanzenmasse an Kalk gefunden: in Nadelholz 2 Pfd., Laubholz 4 Pfd., Reisig 6 Pfd.,



in Baumblättern im Frühjahr 6 bis 8 Pfd., im Herbst 20 bis 25 Pfd.; ferner in Getreidekörnern  $\frac{1}{2}$  bis 1 Pfd., in Getreidestroh 3 bis 4 Pfd., in Erbsenkörnern 2 Pfd., Erbsenstroh 22 Pfd.; in Rapskörnern 6 Pfd., in Rapsstroh 12 Pfd., in Kartoffeln 1 Pfd., Runkelrüben 3 Pfd., Heu 9 Pfd., Grummet 12 Pfd., Kleeheu 20 bis 24 Pfd., in Tabacksblättern 70 bis 80 Pfd. u. a. m. Die Blattgebilde stellen sonach die kalkreichsten, die Samen, Wurzeln und Knollen die kalkärmsten Pflanzentheile dar.

Fehlt es einem Erdboden an hinlänglichem Kalk, so können diese Pflanzen nicht kräftig wachsen, wohl aber können sie dies, wie die tägliche landwirthschaftliche Erfahrung lehrt, wenn man diesem Mangel durch Zufuhr von Kalk oder Mergel abhilft. Nächstdem übt der Kalk aber auch noch mannigfache wohlthätige Wirkungen auf den Boden und gewisse Bodenbestandtheile aus, als z. B.: er verbessert einseitige Bodenmischungen, in denen er die zu bündigen Thonböden lockert, die zu lockeren Sandböden bündiger macht; er verbessert die sogenannten sauren, moorigen und torfigen Bodenarten, indem er deren Säuren neutralisirt und die löslichen und schädlichen Eisenoxydul- und Thonerdeverbindungen derselben unlöslich macht; er treibt die schwer zersetzbaren organischen oder humosen Stoffe zu einem schnelleren Zerfallen in pflanzennährende Kohlensäure, Wasser, Ammoniak und Salpetersäure durch die Fäulniss und Verwesung an (336); er beschleunigt in ähnlicher Weise die Verwitterung und Aufschliessung mancher unlöslichen unorganischen Bodenbestandtheile, die mineralische Pflanzennährstoffe in sich schliessen u. a. m.

#### Calcium (Ca).

340. Der Aetzkalk ist ein Metalloxyd, er besteht aus einem eigenthümlichen Metall, Calcium, und Sauerstoff, und wird daher mit  $\text{CaO}$  bezeichnet. In dieser Verbindung wird der Sauerstoff so fest gehalten, dass es höchst schwierig ist, ihn daraus abzuscheiden und das Metall zu isoliren. Man hielt den Kalk aus diesem Grunde früher für ein Element und bezeichnete ihn seiner schweren Löslichkeit wegen als eine „Erde“, bis Davy die Zerlegbarkeit der Erden und Alkalien, wie die metallischen Radicale darin, mit Hülfe seiner Volta'schen Riesensäule nachwies. Man kann die Metalle der Erden jetzt zwar etwas leichter



aus ihren schmelzenden Chlorverbindungen, entweder vermittelt des elektrischen Stromes oder mit Hülfe von Natrium, darstellen, immerhin ist ihre Darstellung noch so schwer und kostspielig, dass nur Magnesium und Aluminium im Wege des Handels zu erlangen sind, nicht aber Calcium, Barium etc.

Das Calcium ist ein gelbliches, stark glänzendes und sehr dehnbares Metall, welches das Wasser unter starker Erhitzung und Wasserstoffentwicklung zersetzt und sich dabei in Kalkhydrat umwandelt. In der Glühhitze schmilzt es und verbrennt dann unter starker Lichtentwicklung zu Calciumoxyd, ähnlich wie das Magnesium (355).

### Chlorcalcium (CaCl).

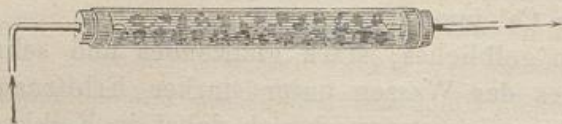
341. Krystallisirtes ( $\text{CaCl} + 6\text{HO}$ ). *Versuch.* Man werfe in Salzsäure, die man mit der Hälfte Wasser verdünnt hat, so lange Kreidestückchen, als diese sich unter Brausen auflösen; die filtrirte Lösung enthält  $\text{CaCl} + \text{HO}$  oder  $\text{CaO}$ ,  $\text{HCl}$  und wird eingedampft, bis sie dicklich wie Syrup ist. Man erhält aus derselben beim Erkalten grosse, spiessige Krystalle von Chlorcalcium, die durch Aufdrücken von Fliesspapier schnell getrocknet und gut verstopft aufbewahrt werden müssen, weil sie ausserdem sehr bald zerfliessen. Man kann dieses Salz zur Winterszeit benutzen, um Quecksilber zum Gefrieren zu bringen. Zu dem Ende stellt man es nebst einem Mörser eine Nacht an einen kalten Ort, zerreibt es dann in dem Mörser und mengt es darin mit Schnee; Quecksilber, in einem Glasröhrchen in die Mischung gestellt, wird fest werden, ein Weingeistthermometer darin bis unter  $-40^{\circ}\text{C}$ . sinken. Schnee und Chlorcalcium zerfliessen, aus zwei festen Körpern entsteht also ein flüssiger, und bei diesem Uebergange muss nothwendiger Weise sehr viel freie Wärme latent werden.

Geschmolzenes Chlorcalcium ( $\text{CaCl}$ ). Die Krystalle von Chlorcalcium enthalten 49 Proc. ihres Gewichts Krystallwasser; erhitzt man sie, so geht das Wasser fort und man erhält geschmolzenes wasserfreies Chlorcalcium, eins der hygroskopischsten Salze, das man sehr gut anwenden kann, um aus gewöhnlichem Weingeist absoluten zu machen und um Gasarten



zu trocknen. Zu letzterem Behufe füllt man es, in Stücken zerschlagen, in eine etwas weite Glasröhre und verbindet diese mit

Fig. 133.



telst zweier Korke mit zwei engen Glasröhren, durch welche die Luftart ein- und ausströmt; das Chlorcalcium entzieht der letzteren wäh-

rend des Durchstreichens allen Wasserdampf. Als Nebenproduct gewinnt man das Chlorcalcium bei der Bereitung von Salmiakgeist (328). Dass es einen (aber unwirksamen) Bestandtheil des bekannten Chlorkalks ausmacht, ist bei diesem angegeben.

#### Fluorcalcium (CaFl).

342. Diese Verbindung kommt unter dem Namen Flussspath, oft in schönen, theils farblosen, theils blauen, gelben oder andersfarbigen Würfeln krystallisirt, als ein verbreitetes Mineral in der Natur vor. Die künstlich erzeugte stellt ein weisses unlösliches Pulver dar. Der Flussspath schmilzt in der Hitze ziemlich leicht und wird deshalb zuweilen als Flussmittel beim Verschmelzen der Erze benutzt. Auch sein Name erklärt sich hieraus. Mit Schwefelsäurehydrat verwandelt er sich in Gyps und Flusssäure (249).

#### Schwefelsaurer Kalk oder Gyps ( $\text{CaO}, \text{SO}_3 + 2\text{HO}$ ).

343. Vorkommen. Der aus früheren Versuchen (196. 224) bereits bekannte Gyps gehört zu den sehr häufig vorkommenden Gesteinen, er bildet als derber Gypsstein in manchen Gegenden, z. B. bei Jena, ganze Bergzüge. Ist er in Tafeln krystallisirt und durchsichtig, so nennt man ihn Marienglas oder Fraueneis; ist er körnig-krystallinisch und schneeweiss, so heisst er Alabaster. Man findet ihn auch in vielen Quellwässern, im Meerwasser u. a. In allen diesen Fällen enthält der Gyps 2 Aeq. oder reichlich  $\frac{1}{5}$  seines Gewichts Krystallwasser. Zuweilen, namentlich als Begleiter des Kochsalzes in den Steinsalzlageren, tritt er auch wasserfrei auf und heisst dann Anhydrid.

Der Gyps braucht ungefähr 400 Thle. kaltes und noch mehr



heisses Wasser zur Lösung, ist also sehr schwer löslich. Man versetze Gypslösung

a. mit Seifenwasser: die starke Trübung von Kalkseife lehrt, dass gypshaltiges Wasser als sehr hartes Wasser anzusehen ist (334);

b. mit Oxalsäurelösung: die starke Trübung von oxalsaurem Kalk zeigt die Gegenwart von Kalk an (261);

c. mit Chlorbariumlösung: die starke Trübung von schwefelsaurem Baryt verräth die Gegenwart der Schwefelsäure im Gyps (209).

**344. Gebrannter Gyps. Versuch.** Man erhitze 25 Grm. zerkrümeltes Marienglas in einem eisernen Schälchen vorsichtig, so dass die Temperatur nicht über  $160^{\circ}\text{C}$ . steigt, unter Umrühren so lange, bis es undurchsichtig, milchweiss und leicht zerdrückbar geworden und sich entweichende Dämpfe nicht mehr wahrnehmen lassen. Der Gyps giebt schon bei  $130^{\circ}\text{C}$ ., unter Verlust seiner Form, Festigkeit und Durchsichtigkeit, den grössten Theil seines Krystallwassers, welches 20,8 Proc. beträgt, ab, und man erhält reichlich 20 Grm. von gebranntem Gyps, der sich leicht zu feinem Pulver zerreiben lässt. Im Grossen nimmt man das Brennen in besonderen Oefen, das Pulverisiren in besonderen Mühlen vor.

**Gypsabdrücke. Versuch.** Man wickle um den Rand eines Thalerstückes einen Papierstreifen, dessen Ende zuletzt durch Siegellack festgeklebt wird, so dass man ein Kästchen erhält,

Fig. 134.



dessen Boden von dem Thaler gebildet wird. Nun schütte man zwei gestrichene Esslöffel voll gebrannten Gyps und einen Löffel Wasser in ein Gefäss, rühre schnell um und giesse den Brei in das Kästchen: er wird nach wenigen Minuten so hart sein, dass man Papier und Münze wegnehmen kann. Die untere Seite des Gypses enthält



einen vertieften Abdruck des Gepräges der Münze. Bepinselt man den Gypsabdruck, nachdem er vollständig ausgetrocknet ist, mit starkem Seifenwasser, das man mit einigen Tropfen Oel versetzt und tüchtig durchschüttelt hat, so kann man sich durch abermaliges Aufgiessen von Gypsbrei eine erhabene Copie darstellen. Auf ähnliche Weise werden die bekannten Gypsfiguren in hohlen Formen dargestellt. In der Baukunst benutzt man den Gyps zur Herstellung von erhabenen Verzierungen an Wänden und Decken (Stuccaturarbeiten), von marmorähnlichen Tafeln, von Mörtel u. a. m. Das schnelle Festwerden findet darin seine Erklärung, dass der wasserfreie gebrannte Gyps sich wieder mit so viel Wasser chemisch verbindet, als er beim Brennen verloren hat. War er bis über  $160^{\circ}\text{C}$ . erhitzt worden, so erstarrt er nicht; er hat dann die Verwandtschaft zum Wasser verloren.

**345. Gyps als Düngemittel.** Dass auch der Gyps, wie der gebrannte Kalk, ein sehr kräftiges Düngemittel für viele Pflanzen, besonders für Hülsenfrüchte ist, wissen die Landwirthe recht wohl, die ihre Erbsen-, Wicken- und Kleefelder häufig damit bestreuen. Hierbei nehmen die Pflanzen nicht nur den Kalk, sondern auch den Schwefel der Schwefelsäure in sich auf. Nächst dem kann der Gyps auch aufschliessend auf die gebundenen Kaliverbindungen des Bodens, wie noch dadurch wohlthätig auf das Pflanzenwachsthum wirken, dass er das in der Luft und dem Regenwasser enthaltene kohlensaure Ammoniak einsaugt und im Boden fixirt, indem sich diese beiden Salze in schwefelsaures Ammoniak und kohlensauren Kalk umsetzen. Eine gleiche Wirkung übt er auch auf den faulenden Stalldünger aus, er verhindert die Verdunstung des erzeugten kohlensauren Ammoniaks durch seine Schwefelsäure und wird daher auch zur Einstreu in die Ställe und Düngerhaufen benutzt.

**346. Schwefelcalcium ( $\text{CaS}$ ).** Glüht man Gyps mit Kohle, so wird derselbe zu Schwefelcalcium reducirt, indem die Kohle dem Kalk und der Schwefelsäure den Sauerstoff entzieht und damit Kohlenoxydgas bildet, welches entweicht. Aus  $\text{CaO}$ ,  $\text{SO}_3$  und  $4\text{C}$  werden  $\text{CaS}$  und  $4\text{CO}$ . Das Schwefelcalcium verhält sich wie die Schwefelleber, es entwickelt mit verdünnten Säuren Schwefelwasserstoffgas (280). Dasselbe ist auch in den Kalkrückständen von der Sodabereitung (304), in dem Gaskalk der Leuchtgasfa-



briken, wie in der frischen Asche der meisten Braunkohlen- und Torfsorten enthalten, und verursacht deren reizende Wirkung auf die Pflanzen, die man damit überstreut. Bei längerem Liegen an feuchter Luft zieht es stetig Sauerstoff an und geht zuerst in unterschwefligsauren, dann in schwefligsauren, schliesslich in schwefelsauren Kalk oder Gyps über.

#### Phosphorsaurer Kalk.

347. Die gewöhnliche (dreibasische) Phosphorsäure bildet mit dem Kalk drei verschiedene Salze, ganz analog den in 310 angegebenen drei Natronsalzen dieser Säure. Man pflegt sie 1) basischen, 2) neutralen, 3) sauren phosphorsauren Kalk zu nennen. Hier kann nur der erste und letzte näher betrachtet werden.

Gewöhnlicher oder basisch-phosphorsaurer Kalk,  $3\text{CaO}, \text{PO}_5$ , macht, wie schon bekannt, den Hauptbestandtheil der Knochen aus. Dieselbe Verbindung ist es auch, welche in Verbindung mit Fluorcalcium den krystallisirten Apatit und den derben Phosphorit, verkieselt die Koprolithen oder Düngesteine, erdig den Osteolith, endlich die Hauptmasse der verschiedenen, unter der Firma phosphorreicher Guano in den Handel gebrachten, als Excrementenasche von Seevögeln anzusehenden Ablagerungen der Baker-, Sombrero-, Navassa und anderer tropischen Inselchen darstellt. Alle diese Fossilien (Kalkphosphate) werden jetzt ihres Phosphorsäure-Reichthums wegen in grösserem Umfange zur Düngung unserer Felder und Wiesen benutzt, die in der Regel arm an der allen Pflanzen zum Wachsthum nöthigen Phosphorsäure sind. Auch hier finden ähnliche Verschiedenheiten statt wie bei dem Kali (296). So enthalten beispielsweise 1000 Pfd. völlig trockner Pflanzenmasse an Phosphorsäure: Nadelholz 0,15 Pfd., Laubholz 0,35 Pfd., Reisigholz 2 Pfd., Getreidestroh 2 bis 3 Pfd., Erbsenstroh 4 Pfd., Kartoffeln 6 Pfd., Runkelrüben 7 Pfd., Wiesenheu 4 bis 5 Pfd., Kleeheu 6 Pfd., Getreidekörner 8 bis 9 Pfd., Hülsenfrüchte 10 bis 12 Pfd., Leinsamen 14 Pfd., Rapssamen 16 bis 17 Pfd. u. a. m. Die reichlichste Menge von Phosphorsäure ist also in den Samen der Pflanzen enthalten.



Saurer phosphorsaurer Kalk,  $\left. \begin{matrix} \text{CaO} \\ \text{HO} \\ \text{HO} \end{matrix} \right\} \text{PO}_5$ , entsteht aus

der vorigen Verbindung, wenn man dieser so viel Schwefelsäure zusetzt, dass ihr 2 Aeq. CaO entzogen und in Gyps umgewandelt werden. Die Phosphorsäure nimmt dafür 2 Aeq. basisches Wasser auf und stellt nun eine in Wasser leicht lösliche Verbindung dar, welche als Düngemittel weit rascher wirkt als der unlösliche basisch-phosphorsaure Kalk, der nur langsam durch die Kohlensäure des Bodens löslich gemacht wird. Das auf diese Weise aufgeschlossene und mit dem erzeugten Gyps gemengte Kalkphosphat kommt jetzt unter dem Namen Kalksuperphosphat als ein vielbegehrtes Düngemittel im Handel vor. Es enthält bis 20 Proc. lösliche Phosphorsäure. Das reine Kalkphosphat enthält 46 Proc. unlösliche Phosphorsäure.

#### Salpetersaurer Kalk ( $\text{CaO}, \text{NO}_5$ ).

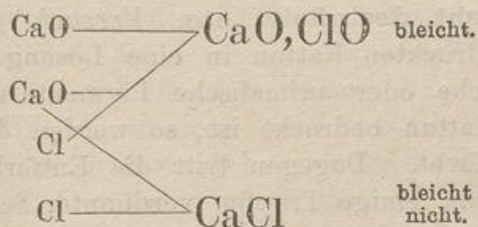
348. Dieses zerfliessliche Salz bildet sich immer, wenn stickstoffhaltige Substanzen und Kalk längere Zeit zusammen in Berührung bleiben, z. B. bei der Salpeterbildung (285). Sehr oft erzeugt sich dieses Salz in dem Kalkputze der Mauern an Orten, wo urinöse Flüssigkeiten oder ammoniakalische Dämpfe zugegen sind, z. B. in Viehställen. Der Kalk verliert dadurch seinen Zusammenhang und bröckelt ab, insbesondere dann, wenn der Regen den leicht löslichen salpetersauren Kalk auswäscht. Man pflegt im gewöhnlichen Leben diesen Vorgang Mauerfrass zu nennen.

#### Unterchlorigsaurer Kalk oder Chlorkalk ( $\text{CaO}, \text{ClO} + \text{CaCl}$ ).

349. *Bereitung. Versuch.* 20 Grm. gelöschter Kalk werden mit  $\frac{1}{4}$  Liter Wasser angerührt und in die entstandene Kalkmilch unter öfterem Umrühren so viel Chlor geleitet, als sich aus 60 Grm. Salzsäure und 20 Grm. Braunstein entwickelt. Die durch Stehen abgeklärte Flüssigkeit ist als eine Auflösung von Chlorkalk anzusehen und gegen Luft und Licht geschützt aufzubewahren. Dem Anscheine nach vereinigt das Chlor sich ohne Weite-



res mit dem Kalk; dies ist jedoch nicht möglich, weil Chlor ein einfacher und Kalk ein zusammengesetzter Körper ist und diese sich nicht chemisch mit einander vereinigen können. Der wirkliche Vorgang ist folgender: Die Hälfte Kalk lässt ihren Sauer-



stoff los und wird zu Calcium, welches, als ein einfacher Körper, sich mit Chlor verbindet; der aus dem Kalk freigewordene Sauerstoff verbindet sich mit dem übrigen Chlor zu unterchlor-

riger Säure (ClO), welche, als ein zusammengesetzter Körper, sich nun mit der anderen Hälfte Kalk vereinigen kann. Es bildet sich also ein Haloidsalz, Chlorcalcium, und ein Sauerstoffsalz, unterchlorigsaurer Kalk. Der letztere ist das Wirksame, das Bleichende, in dem Chlorkalk; das Chlorcalcium ist nur als ein gleichgültiger Ballast anzusehen. Der Name Chlorkalk ist hiernach ein unrichtiger; er ist aber, wie so manche andere, im gewöhnlichen Leben bereits so eingebürgert, dass er durch einen andern nicht mehr verdrängt werden kann. Man vergesse dabei nur nicht, dass Chlorkalk ganz etwas anderes bedeutet als Chlorcalcium.

Durch Einleiten von Chlor in Sodalösung erhält man in ähnlicher Weise unterchlorigsaures Natron, durch Einleiten in Pottaschelösung unterchlorigsaures Kali. Die erstere dieser Flüssigkeiten wird unter dem Namen „Eau de Labarraque“, die letztere als „Eau de Javelle“ zu gleichen Zwecken wie die Lösung des unterchlorigsauren Kalks verwendet.

Bereitung im Grossen. Der Chlorkalk wird als Bleichkalk zum Schnellbleichen von leinenen und baumwollenen Stoffen in ausserordentlichen Mengen verbraucht und in chemischen Fabriken in ausserordentlichen Mengen bereitet. Die Bereitung im Grossen kommt mit der oben angegebenen überein, nur nimmt man statt der Kalkmilch gelöschten Kalk, den man in Kammern auf Horden ausbreitet; dieser verschluckt das darüber geleitete Chlor ebenso wie die Kalkmilch. Man erhält den Chlorkalk dann als ein krümeliges Pulver, das an der Luft feucht wird



und chlorähnlich riecht, da schon die Kohlensäure der Luft unterchlorige Säure daraus frei macht. Man muss ihn daher in wohlverschlossenen Gefässen aufbewahren. Mit Wasser übergossen erhält man daraus dieselbe Flüssigkeit, die oben dargestellt wurde.

350. Chlorkalk bleicht, desinficirt etc. *Versuch.* Man lege ein Stückchen buntbedruckten Kattun in eine Lösung von Chlorkalk: sind vegetabilische oder animalische Pigmente unter den Farben, womit der Kattun bedruckt ist, so werden diese, aber sehr langsam, entfärbt. Dagegen tritt die Entfärbung sehr schnell ein, wenn man einige Tropfen verdünnter Schwefelsäure oder Salzsäure hinzufügt, und zwar unter Entwicklung eines starken Geruchs nach Chlor. Die Säuren treiben die schwache unterchlorige Säure aus, und diese zerfällt in Sauerstoff und Chlor, welche beide die Kraft zu bleichen besitzen (170). In den Bleichereien und Druckereien führt man diese Operation gewöhnlich in der Art aus, dass man die zu bleichenden Stoffe erst in eine sehr verdünnte Chlorkalklösung (Chlorbad), nachher aber in Wasser, dem ein sehr kleines Quantum Schwefelsäure zugesetzt ist (Sauerbad), einlegt. Lässt man das Zeug längere Zeit in der Chlorkalklösung liegen, so wird auch die Pflanzefaser durch das Chlor zersetzt (zerfressen) und verliert ihre Festigkeit.

In gleicher Weise wirkt der Chlorkalk auf die übelriechenden Stoffe, welche bei der Fäulniss organischer Stoffe gebildet werden, wie auf die Ansteckungsstoffe, welche bei gewissen Krankheiten sich erzeugen; man benutzt ihn daher als ein sehr kräftiges Desinfectionsmittel (171). Um Räume zu desinficiren, stellt man Schalen mit Chlorkalk in dieselben; soll dies schnell geschehen, so giesst man nach und nach etwas verdünnte Schwefelsäure auf den letzteren.

Endlich wirkt der Chlorkalk auch als Oxydationsmittel. Wiederholt man den Versuch 173, jedoch mit der Abänderung, dass man statt des Chlorwassers Chlorkalklösung anwendet, so wird das Eisenoxydul des Eisenvitriols ebenfalls in Oxyd umgewandelt. Auf dieses Verhalten gründet sich eine einfache Chlorkalkprobe, durch welche man die Güte und Stärke des Chlorkalks feststellen kann. Erhitzt man den Chlorkalk, trocken oder als concentrirte Lösung, so entwickelt er Sauerstoffgas.



**Kieselsaurer Kalk** (Kalksilicate).

**351. Versuch.** Man versetze eine Lösung von Wasserglas mit Kalkwasser oder Chlorcalciumlösung: es scheidet sich unlöslicher kieselsaurer Kalk aus, der zu einer unlöslichen, harten, krümligen Masse zusammentrocknet. Wir sind dieser Verbindung schon in den Nummern 316 und 338 begegnet, da sie einen Bestandtheil unseres gewöhnlichen Flaschen- und Fensterglases und der meisten Schlacken, wie des hydraulischen Kalks ausmacht. Gemengt mit Thonerde und anderen Silicaten treffen wir sie ferner in den meisten Gebirgsarten an, da sie einen Bestandtheil des Glimmers, Granats, wie vieler Feldspatharten und anderer Mineralien bildet.

## Systematische Zusammenstellung der Calciumverbindungen.

Calcium.	Schwefelsaurer Kalk, schwerlös.
Schwefelcalcium.	Basisch phosphors. Kalk, unlöslich.
Chlorcalcium, leichtlöslich.	Saurer " " leichtlös.
Fluorcalcium, unlöslich.	Salpetersaurer Kalk, leichtlöslich.
Calciumoxyd, schwerlöslich.	Unterchlorigs. " leichtlöslich.
Kohlensaurer Kalk, unlöslich.	Kieselsaurer " unlöslich.
Doppelt-kohlens. Kalk, löslich.	Oxalsaurer " unlöslich.

**Barium und Strontium** (Ba und Sr).

(Schwerermetall. — Strontianermetall.)

(Aeq.-Gew. = 68,5. — Aeq.-Gew. = 43,8.)

— Baryterde 1774 von Scheele, Strontianerde 1790 entdeckt. —

**352. Barium und Strontium.** Diese beiden Metalle haben eine so grosse Aehnlichkeit in ihren Eigenschaften und Verbindungen mit dem Calcium, dass man sie als ein Paar Geschwister von demselben ansehen möchte. Sie sind sehr schwer darzustellen, indem man einen elektrischen Strom durch schmelzendes Chlorbarium oder Chlorstrontium gehen lässt.



Oxyde. Mit Sauerstoff bilden beide Metalle erdige, alkalisch reagirende Oxyde: Bariumoxyd ( $\text{BaO}$ ), gewöhnlich Baryt, Aetzbaryt oder Baryterde genannt, und Strontiumoxyd ( $\text{SrO}$ ), gewöhnlich Strontian oder Strontianerde genannt. Diese erhitzen sich, wie der gebrannte Kalk, wenn sie mit Wasser benetzt werden, und gehen dabei in Hydrate über. Das Barythydrat ist in 20 Thln. Wasser löslich, und die Lösung, Barytwasser, wird in der Chemie zur Erkennung der Kohlensäure, zur Abscheidung der Schwefelsäure oder der Magnesia und anderer Basen benutzt. Das Bariumsuperoxyd ( $\text{BaO}_2$ ) giebt die Hälfte seines Sauerstoffs leicht ab und dient zur Darstellung des Wasserstoffsuperoxydes (94).

Beide Oxyde kommen in der Natur nur spärlich vor und zwar meistens mit Schwefelsäure, seltener mit Kohlensäure verbunden. Um sie oder ihre Salze aus dem schwefelsauren Baryt und schwefelsauren Strontian darzustellen, muss man denselben Umweg einschlagen, der bei der Sodabereitung befolgt wurde; man reducirt die schwefelsauren Salze durch Glühen mit Kohle erst zu Schwefelbarium und Schwefelstrontium und entfernt dann den Schwefel oder zersetzt sie durch Säuren.

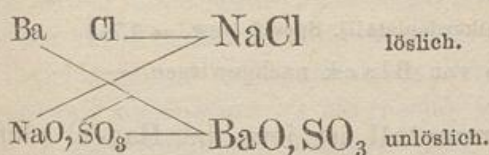
#### Bariumsalze.

353. Chlorbarium ( $\text{BaCl}$ ), sonst salzsaure Baryterde genannt, ist das bekannteste lösliche Barytsalz. Es krystallisirt in durchsichtigen Täfelchen und wird als Arzneimittel angewendet. Der Chemiker benutzt es als das schärfste Erkennungsmittel für Schwefelsäure und schwefelsaure Salze (209). Zu demselben Gebrauche werden unter Umständen auch andere lösliche Barytsalze, salpetersaurer und essigsaurer Baryt etc. verwendet. Der salpetersaure Baryt ( $\text{BaO}, \text{NO}_5$ ) dient auch zur Bereitung des reinen Baryts, da er in der Glühhitze seine Salpetersäure abgiebt; in der Feuerwerkerei benutzt man ihn und den chlorsauren Baryt zur Erzeugung von Grünfeuer.

Schwefelsaurer Baryt ( $\text{BaO}, \text{SO}_3$ ). *Versuch.* Man löse etwas Glaubersalz in Wasser und setze so lange eine Lösung von Chlorbarium hinzu, als noch ein Niederschlag entsteht: es bildet sich durch doppelte Wahlverwandtschaft Chlornatrium und



schwefelsaurer Baryt; der letztere ist in Wasser, ebenso auch in Säuren, ganz unlöslich und fällt deshalb als ein schweres, weisses



Pulver zu Boden. Der unter dem Namen Schwerspath bekannte, schwere Stein, den man, in schönen Tafeln oder Säulen krystallisirt, häufig

beim Bergbau antrifft, ist natürlicher schwefelsaurer Baryt. Man wendet dieses Mineral, zu Pulver gemahlen, als weisse Farbe (Schieferweiss) und zum Versetzen des Bleiweisses an. Der kohlensaure Baryt entlässt in heftiger Glühhitze seine Kohlensäure.

Die auflöslichen Bariumsalze geben mit Ammoniak keinen, mit kohlensaurem Ammoniak und phosphorsaurem Natron einen weissen Niederschlag; der Weingeist- oder Gasflamme ertheilen sie eine grüne Färbung; ihr Spectrum zeigt mehrere grüne Linien.

#### Strontiumsalze.

354. Diese kommen mit den Barytsalzen in den meisten Stücken nahe überein, doch werden sie durch Schwefelsäure nicht so vollständig gefällt, da der schwefelsaure Strontian, der natürlich als Cölestin vorkommt, nicht so unlöslich ist als der schwefelsaure Baryt. Einen charakteristischen Unterschied zeigen sie in der Flamme brennender Körper, die sie schön purpurroth färben; ebenso geben sie, neben einer orangegelben und einer blauen, zwei rothe Spectrallinien. Salpetersaurer Strontian verpufft auf glühender Kohle mit rother Farbe, er wird deshalb den Feuerwerkssätzen zugesetzt, welche mit rother Farbe verbrennen sollen. Eine solche Masse zum Rothfeuer erhält man aus 20 Thln. getrocknetem salpetersauren Strontian, 6½ Thln. Schwefelblumen, 5 Thln. chlorsaurem Kali und 2 Thln. Schwefelantimon (oder statt des letztern 1 Thl. Kohle). Das chlorsaure Kali muss für sich feucht feingerieben werden (289). Chlorstrontium oder salzsaure Strontianerde dient zum Rothfärben der Weingeistflamme, da dieses Salz in Weingeist löslich ist.



**M a g n e s i u m (Mg).**

(Aeq.-Gew. = 12 [Talkerdemetall]. Specif. Gew. = 1,74.)

— Talkerde 1755 von Black nachgewiesen. —

355. Das Magnesiummetall ist jetzt im Handel käuflich zu erlangen, seitdem man gelernt hat, es aus dem Chlormagnesium durch Natrium abzuscheiden, welches dem erstern in der Schmelzhitze das Chlor zu entziehen vermag. Es ist sehr leicht, silberweiss, geschmeidig, in Luft und Wasser wenig veränderlich, und in der Hitze etwa so flüchtig wie Zink. Von Salzsäure, ja selbst von Ammoniumsalzen, wird es unter Wasserstoffentwicklung leicht aufgelöst.

*Versuch.* Man halte Magnesiumdraht in die Flamme einer Spirituslampe: so wie er glühend geworden, bricht aus ihm eine äusserst blendende weisse Flamme hervor und das Metall verwandelt sich unter Aufnahme von Sauerstoff in weisses, leichtes Magnesiumoxyd. Man benutzt dieses Licht bereits zur Beleuchtung dunkler Räume behufs photographischer Aufnahmen.

**Magnesiumoxyd (MgO).**

(Magnesia, Talkerde oder Bittererde.)

356. Grössere Mengen von Magnesiumoxyd oder Magnesia lassen sich leicht darstellen, wenn man die bekannte, leichte, weisse Magnesia der Apotheken längere Zeit erhitzt; diese ist kohlensaure Magnesia und verliert hierbei, ganz ähnlich wie der Kalkstein beim Kalkbrennen, nur leichter, ihre Kohlensäure, wie zugleich das Wasser, mit dem sie chemisch verbunden ist, und es bleibt ein lockeres, in stärkster Hitze unschmelzbares Pulver zurück, das man gewöhnlich gebrannte Magnesia nennt. Es ist im Wasser beinahe ganz unlöslich, reagirt aber doch auf rothes Lackmuspapier alkalisch und wird häufig als Arzneimittel benutzt. Mit Wasser bildet die Magnesia ein im nassen Zustande gallertartiges Hydrat ( $\text{MgO}, \text{H}_2\text{O}$ ).

Die Magnesia ist sehr verbreitet in der Natur; mit Kieselsäure und Kohlensäure verbunden finden wir sie in vielen Mineralien und Felsarten (Talkgesteine), mit Schwefelsäure und Salz-



säure (Chlor) verbunden in den Steinsalzlageren, Salzsoolen, Bitterwässern, im Seewasser u. a. m. Wie der ihr nahe verwandte Kalk ist sie auch zum Pflanzenwachsthum nöthig, insbesondere zur Ausbildung der Samen, in denen sie, nach Ausweis der vorhandenen Aschenanalysen, fast immer in reichlicherer Menge (als phosphorsaure Magnesia) vorkommt als der Kalk, während in den Stengeln, Blättern und Wurzeln der letztere stark überwiegt. Da fast alle Kalksteine von grösseren oder geringeren Mengen von Magnesia begleitet sind, so kommt mit der Kalkung der Felder immer auch Magnesia in die Ackererde.

#### Chlormagnesium (Mg Cl).

357. *Versuch.* Man übergiesse etwas weisse Magnesia mit verdünnter Salzsäure: die Kohlensäure entweicht, in der Flüssigkeit aber ist Chlormagnesium aufgelöst, das man in gelöstem Zustande auch als salzsaure Magnesia ansehen kann. Dieses Salz findet sich immer da, wo Kochsalz vorkommt, insbesondere macht es einen Hauptbestandtheil der über dem Steinsalze liegenden Bitter- oder Abraumsalze aus (281). Beim Abdampfen der Salzsoolen bleibt es in der Mutterlauge zurück, weil es sehr leicht löslich und hygroskopisch ist; man kann die letztere daher zur Gewinnung von anderen Magnesiasalzen benutzen. Auch im Meerwasser ist Chlormagnesium enthalten und ertheilt diesem den allen löslichen Magnesiasalzen zukommenden bitteren Geschmack, welcher Anlass zu dem älteren Namen „Bittererde“ statt Magnesia gegeben hat.

*Erkennung der Magnesiumsalze. Versuch.* Man setze zu einem Glase Wasser nur einige Tropfen von der Flüssigkeit des vorigen Versuchs oder ein wenig Bittersalz, und füge dann aufgelöstes phosphorsaures Natron hinzu: es bildet sich ein Niederschlag von phosphorsaurer Magnesia, der fast unlöslich in Wasser ist. Man wiederhole den Versuch und setze ausser dem phosphorsauren Natron noch etwas Ammoniak hinzu: es entsteht eine Trübung und später setzt sich ein krystallinischer, durch Salmiakzusatz nicht verschwindender Niederschlag ab, der in ammoniakalischem Wasser ganz unlöslich ist (phosphorsaure Ammon-Magnesia). Auf die letztere Weise lässt sich die



Magnesia am genauesten erkennen. In concentrirteren Lösungen bewirkt schon Ammoniak allein einen Niederschlag.

Schwefelsaure Magnesia oder Bittersalz  
( $\text{MgO}, \text{SO}_3 + 7 \text{H}_2\text{O}$ ).

358. *Versuch.* Ein Bruchstück von Serpentinsteine wird in Papier eingewickelt, mit einem Hammer zerklopft und in einem eisernen Mörser vollends feingerieben. 20 Grm. dieses Pulvers mische man dann mit so viel englischer Schwefelsäure zusammen, dass ein dicker Brei entsteht, den man einige Tage an einem warmen Orte stehen lässt. Hierauf rührt man vorsichtig 60 Grm. Wasser darunter, lässt das Gemenge noch einige Tage stehen und giesst endlich die warme, klare Flüssigkeit ab. Sie ist grünlich von mitaufgelöstem Eisenoxydul und wird kochend tropfenweise mit Salpetersäure versetzt, bis die Flüssigkeit eine gelbe Farbe angenommen hat; dadurch wird das Eisenoxydul zu Oxyd. Bis zur Salzhaut abgedampft, setzen sich Krystalle daraus ab, die man noch einmal in kochendem Wasser löst und umkrystallisirt. In der Mutterlauge bleibt schwefelsaures Eisenoxyd, welches nur schwer zum Krystallisiren zu bringen ist. Die Krystalle sind schwefelsaure Magnesia oder Bittersalz mit 51 Proc. Krystallwasser. In dem Serpentinsteine ist diese Basis mit Kieselsäure verbunden; die stärkere Schwefelsäure verdrängt die letztere und verbindet sich mit der Basis zu einem auflöslichen Salze, während die Kieselerde ungelöst zurückbleibt.

Wir finden kieselsaure Magnesia auch noch in anderen Steinen, z. B. in dem Meerschaum, Speckstein, Talk, Federweiss; kieselsaure Kalkmagnesia in den Augiten, Hornblenden und vielen Glimmerarten u. s. w. Alle diese Steine fühlen sich schlüpfrig oder fettig an und heissen Talksteine. Hiervon hat die Magnesia noch den dritten Namen, Talkerde, erhalten.

Das Bittersalz ist eins der bekanntesten Abführmittel und wird in der Heilkunde vielfach angewendet. Gewöhnlich erhalten wir es im Handel nicht in ganzen Krystallen, sondern in der Form von kleinen Salznadeln. Diese entstehen dadurch, dass man die Auflösung davon stärker als bis zur Krystallhaut eindampft und während des Erkaltens umrührt; es tritt also eine gestörte Krystallisation ein. Man gewinnt dasselbe jetzt in reichlicher

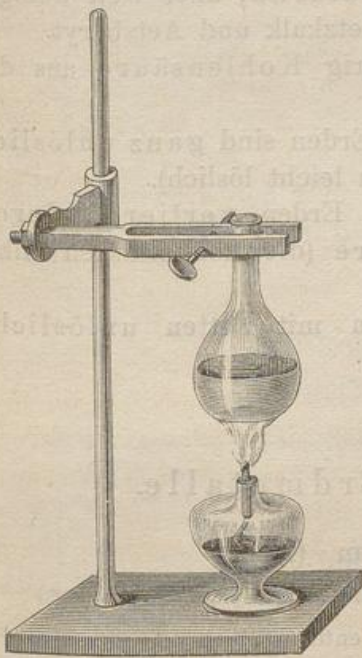


Menge als ein Nebenproduct in den Mineralwasserfabriken, da diese die Kohlensäure nicht mehr aus kohlensaurem Kalk, sondern aus kohlensaurer Magnesia (Magnesit) und Schwefelsäure entwickeln. Noch reichlichere Mengen liefern die Abraumsalze der Steinsalzlager, theils rein (Kieserit), theils mit Kalisalzen u. a. gemengt (Polyhalit, Kainit). Die aus diesen dargestellte, schön krySTALLISIRENDE schwefelsaure Kalimagnesia wird als Kalidünger benutzt. In manchen Gegenden kommen auch Quellwässer vor, welche gelöste schwefelsaure Magnesia enthalten und als Mineralwässer Anwendung finden (Saidschützer Bitterwasser u. a.).

#### Weisse oder kohlensaure Magnesia.

359. *Versuch.* 20 Grm. Bittersalz werden in der achtfachen Menge kalten Wassers gelöst und die Auflösung so lange mit einer Sodalösung unter Umrühren versetzt, als ein Niederschlag entsteht. Der Niederschlag ist kohlensaure Magnesia, in der Auflösung aber befindet sich schwefelsaures Natron; das Bittersalz und die Soda haben also ihre Bestandtheile gegenseitig ausgetauscht. Die milchähnliche Flüssigkeit wird nun bis zum Kochen erhitzt, wobei etwas Kohlensäure entweicht, und dann auf ein Filtrum gegossen, der Niederschlag ausgewaschen und getrocknet; er bildet die bekannte, überaus lockere und leichte weisse Magnesia der Apotheken, eine Verbindung von kohlensaurer Magnesia mit wechselnden Mengen von Magnesiahydrat. Neutrale kohlensaure

Fig. 135.



Magnesia ( $\text{MgO}, \text{CO}_2$ ) kommt als Mineral unter dem Namen Magnesit vor. Mit kohlensaurem Kalk bildet diese Doppelverbindungen, die als Braunspath vereinzelt, als Dolomite und dolomitische Kalksteine in ganzen Bergzügen auftreten. Gegen



Wasser und kohlen-saures Wasser verhält sich die kohlen-saure Magnesia wie der kohlen-saure Kalk (334).

### Rückblick auf die Erdalkalimetalle.

(Calcium, Barium, Strontium und Magnesium.)

1) Die Erdalkalimetalle haben, wie die Alkalimetalle, sehr grosse Affinität zum Sauerstoff; ihre Darstellung ist höchst schwierig.

2) Die Oxyde derselben heissen alkalische Erden; Erden, weil sie schwer löslich sind; alkalische, weil sie basisch reagiren. (Die Alkalien sind leicht löslich.)

3) Die alkalischen Erden sind nach den Alkalien die stärksten Basen.

4) Die alkalischen Erden wirken ätzend, aber weit weniger als die Alkalien; daher die Namen Aetzkalk und Aetzbaryt.

5) Sie ziehen gleichfalls begierig Kohlensäure aus der Luft an.

6) Die kohlen-sauren alkalischen Erden sind ganz unlöslich im Wasser (die kohlen-sauren Alkalien leicht löslich).

7) Die kohlen-sauren alkalischen Erden verlieren durch starkes Glühen ihre Kohlensäure (die kohlen-sauren Alkalien nicht).

8) Die alkalischen Erden geben mit Fetten unlösliche Seifen (die Alkalien lösliche).

### Dritte Gruppe: Erdmetalle.

#### A l u m i n i u m (Al).

(Aeq.-Gew. = 13,7 [Alaun- oder Thonerdemetall]. Specif. Gew. = 2,6.)

— 1827 von Wöhler entdeckt. —

360. Das Aluminiummetall gehört zu den verbreitetsten Elementen in der Natur, denn es macht, mit Sauerstoff verbunden, die Grundlage der Thongesteine, des Thons und Lehms aus. Auch der seit den ältesten Zeiten bekannte Alaun (Alumen)



ist eine Aluminiumverbindung; von ihm ist der Name entlehnt worden, den man diesem Elemente gegeben, wie der Name „Alaunerde“ für das Oxyd desselben ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ), das man früher für ein Element hielt. Man erhält das Aluminium metallisch, wenn man Chloraluminium oder Kryolith, ein aus Fluoraluminium und Fluornatrium bestehendes grönländisches Mineral, mit Natrium zusammen schmilzt; es kommt in Barren, wie als Blech-, Draht- und Blattaluminium, im Handel vor. Dasselbe ist zinnweiss, sehr fest und dehnbar und oxydirt sich selbst bei längerem Liegen an der Luft oder im Wasser kaum merklich. Kalte Salpetersäure und verdünnte Schwefelsäure greifen das Metall kaum an, dagegen wird es von Salzsäure unter Entwicklung von Wasserstoff leicht aufgelöst; in der Lösung ist dann Chloraluminium ( $\text{Al}_2\text{Cl}_3$ ). Ebenso löst es sich unter Wasserzersetzung in Kalilauge, es bildet sich Aluminiumoxydkali, weil Aluminiumoxyd die Fähigkeit besitzt, auch mit Basen Verbindungen einzugehen.

*Versuch.* Man halte von dem dem sogenannten Silberschaum ähnlichen Blattaluminium einige Blättchen in eine Spiritusflamme: sie verbrennen unter glänzender Feuererscheinung zu weissem Aluminiumoxyd. Ein Aluminiumdraht schmilzt zwar in der Flamme, oxydirt sich aber nur unmerklich, weil die oberflächlich erzeugte Oxydhaut das tiefere Eindringen des Sauerstoffs verhindert.

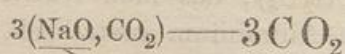
#### Aluminiumoxyd ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ).

(Alaunerde oder Thonerde.)

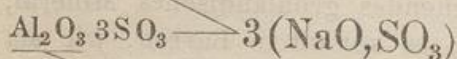
**361. Thonerdehydrat.** *Versuch.* Zur Bereitung einer grösseren Menge von Aluminiumoxyd oder Thonerde, als bei dem vorigen Versuche gebildet wurde, löse man 20 Grm. Alaun in der zehnfachen Menge warmen Wassers auf und setze nach und nach so viel von einer Lösung von kohlensaurem Natron zu, bis die Flüssigkeit basisch reagirt: es entsteht ein lebhaftes Aufbrausen und ein gallertartiger Niederschlag, der nach vielem Auswaschen mit Wasser in der Wärme zu einem weissen Pulver austrocknet. Dieses Pulver ist eine Verbindung von Thonerde mit Wasser, Thonerdehydrat ( $\text{Al}_2\text{O}_3, 3\text{HO}$ ). In dem Alaun ist als Hauptbestandtheil schwefelsaure Thonerde ( $\text{Al}_2\text{O}_3, 3\text{SO}_3$ ) enthalten



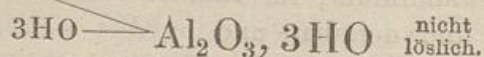
(andere Bestandtheile siehe 364), welcher das stärkere Natron die Säure entzieht. Das Thonerdehydrat löst sich nicht im Wasser



flüchtig.



löslich.



nicht löslich.

und kann sich auch nicht, wie die bisher betrachteten Basen, mit Kohlensäure verbinden; daher entweicht das aus der Soda frei werdende kohlensaure Gas unter Brausen. Dasselbe

wird durch Wasser nicht plastisch, dadurch unterscheidet es sich von dem Thon; es reagirt nicht alkalisch, dadurch unterscheidet es sich von der Kalk-, Baryt-, Strontian- und Talkerde.

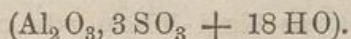
**362. Thonerde.** Wird das Thonerdehydrat bis zum Glühen erhitzt, so entweicht das Hydratwasser und reine Thonerde bleibt als ein weisses Pulver zurück, welches sich nur noch schwierig in Säuren und Alkalien auflöst. Die Thonerde ist einer der am schwersten schmelzbaren Körper; wir sind nur durch die Hitze des Knallgasgebläses im Stande, kleine Quantitäten davon zum Schmelzen zu bringen. Die geschmolzene Thonerde hat das Ansehen von Glas, und eine Härte, welche unter allen Körpern nur von der des Diamants und Bors übertroffen wird (künstliche Rubine). In dieser Form finden wir die Thonerde auch in der Natur; der kostbarste rothe Edelstein, der Rubin, und der kostbarste blaue, der Saphir, bestehen aus krystallisirter Thonerde. Eine gleiche Zusammensetzung hat der Smirgel, der seiner Härte wegen zum Glattreiben (Schleifen oder Scheuern) von Metall und Glas angewendet wird. Auch der gelbe Topas gehört in das Thonerdegeschlecht, er ist eine Verbindung von kiesel-saurer Thonerde mit Fluoraluminium.

**Zusammensetzung der Thonerde.** Die Bestandtheile der Thonerde sind, wie schon bekannt, Aluminium und Sauerstoff; in ihr sind aber immer  $1\frac{1}{2}$  Aeq. Sauerstoff (12 Gewthle.) mit 1 Aeq. Metall (13,7 Gewthle.) verbunden, während die bisher betrachteten basischen Oxyde, als KO, NaO, CaO etc., auf 1 Aeq. Metall nur 1 Aeq. Sauerstoff enthalten. Um Bruchtheile beim



Schreiben der Formeln zu vermeiden, verdoppelt man diese Zahlen, wodurch sich  $1 : 1\frac{1}{2}$  in  $2 : 3$ ,  $= \text{Al}_2\text{O}_3$ , umwandelt. Verbinden Basen von dieser Zusammensetzung sich mit Wasser oder Säuren, so nehmen sie immer 3 Aeq. davon auf, z. B.  $\text{Al}_2\text{O}_3, 3\text{HO}$  oder  $\text{Al}_2\text{O}_3, 3\text{SO}_3$ , man kann sie daher dreisäurige Basen nennen, im Gegensatz zu den einsäurigen, als  $\text{KO}$ ,  $\text{NaO}$ ,  $\text{CaO}$  etc., die immer mit 1 Aeq. Wasser oder Säure zusammentreten.

#### Schwefelsaure Thonerde



**363. Versuch.** Ein Stück weisser Thon wird gut ausgetrocknet und dann einige Stunden stark erhitzt, was am einfachsten auf der Kochplatte eines geheizten Ofens geschieht; von diesem Thon werden 80 Grm. zu Pulver gerieben, in einem Napfe von Steinzeug mit 40 Grm. Schwefelsäure und 40 Grm. Wasser übergossen und einige Wochen an einen warmen Ort gestellt. Die breiartige Masse wird während dieser Zeit öfters mit einem Glasstabe umgerührt, zuletzt mit 120 Grm. kochendem Wasser verdünnt und durch Leinwand gegossen. Der Rückstand auf der letztern besteht hauptsächlich aus Kieselsäure; in der Flüssigkeit aber findet sich Thonerde als schwefelsaure Thonerde aufgelöst. Der Thon ist demnach ein unlösliches Salz, kieselsaure Thonerde. In dem ungeglühten Thon, mit Ausnahme einzelner Sorten, z. B. aus dem Londoner Becken etc., hält die Kieselsäure so fest an der Basis, dass die Schwefelsäure nicht im Stande ist, sie zu verdrängen; wohl aber vermag sie dies dann, wenn der Thon vorher gelind geglüht wurde. Jeder Thon (und Lehm) enthält ausser der kieselsauren Thonerde noch wechselnde Mengen von kieselsaurem Kali, Natron, Kalk etc., die durch das Brennen desselben gleichfalls auflöslich gemacht werden. Diesen alkalischen Stoffen, sowie der grössern Porosität des geglühten Thons ist es zuzuschreiben, dass ein schwerer, der Luft unzugänglicher, unfruchtbarer Thonboden durch gelindes Brennen in fruchtbares Ackerland verwandelt wird, und dass schlecht (schwach) gebrannte Ziegel ein sehr wirksames Düngematerial abgeben.

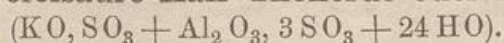
Die erhaltene Flüssigkeit wird so weit abgedampft, bis nur 70 bis 80 Grm. davon übrig sind, und dann an einen kühlen Ort gestellt: es werden sich weisse, seidenartig glänzende Krystalle



daraus ablagern, die an der Luft sehr leicht zerfließen; sie sind schwefelsaure Thonerde. Man giesst die übrig gebliebene Lauge, die immer noch etwas freie Schwefelsäure enthält, ab und löst die Krystalle wieder in wenig Wasser auf. In Fabriken dampft man die Auflösung oft bis zur Trockne ab und gewinnt dadurch eine feste Salzmasse, die unter dem Namen kalifreier Alaun Anwendung in den Färbereien und Druckereien findet.

Auch aus Kryolith, der schon durch Kochen mit Kalkhydrat eine Zersetzung erfährt, lässt sich dieses Salz bereiten.

#### Schwefelsaure Kali-Thonerde oder Alaun

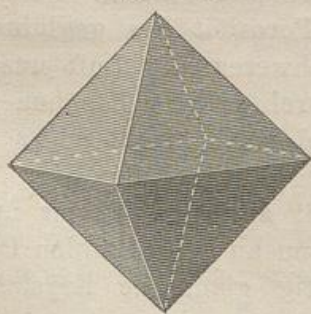


**364. Bereitung.** Zu 80 Grm. kochenden Wassers bringt man so lange schwefelsaures Kali, als dieses aufgelöst wird, und schüttet die erhaltene Lösung dann unter die bei dem vorigen Versuche erhaltene Lösung von schwefelsaurer Thonerde. Man rührt die Mischung um, bis sie erkaltet ist, und giesst das Flüssiggebliebene von dem weissen Bodensatz ab. Der Bodensatz ist Alaun in Pulverform, Alaunmehl. Durch Auflösen in kochendem Wasser und ruhiges Erkalten gewinnt man daraus den krystallisirten Alaun in schönen, durchsichtigen, vierseitigen Doppelpyramiden (Octaëdern).

Zur Darstellung des Alauns im Grossen verwendet man häufig auch Steinarten, welche Thonerde und zugleich Schwefel (Schwefelkies) enthalten, z. B. Alaunstein und Alaunschiefer. Lässt man diese Steine lange an der Luft liegen (verwittern) oder erhitzt (röstet) man sie gelind, so entsteht aus dem Schwefel Schwefelsäure, die sich nun mit der Thonerde verbindet.

Der Alaun besteht, wie man sieht, aus einer Verbindung zweier verschiedener Salze, er ist ein Doppelsalz. Die beiden

Fig. 136.



Salze, das schwefelsaure Kali und die schwefelsaure Thonerde, haben sich chemisch mit einander vereinigt, denn es ist ein neuer Körper mit neuen Eigenschaften daraus entstanden; sie haben sich chemisch mit einander vereinigt, denn es sind von beiden Salzen festbestimmte Mengen in Verbindung getreten, nämlich auf 1 Grm. schwefelsaures Kali 2 Grm.



schwefelsaure Thonerde, oder genauer: auf 1 Aeq.  $\text{KO}, \text{SO}_3$  1 Aeq.  $\text{Al}_2\text{O}_3, 3 \text{SO}_3$ . Der Alaun ist in kaltem Wasser schwer, in heissem leicht löslich, reagirt sauer und hat, wie alle Thonerdesalze, einen zusammenziehenden Geschmack.

**365. Eigenschaften.** Gebrannter Alaun. *Versuch a.* Man erhitze einen kleinen Alaunkrystall vor dem Löthrohre: er schmilzt unter starkem Aufschäumen zu einer schwammigen, weissen Masse (gebrannter Alaun); das Aufschäumen rührt von dem verdampfenden Krystallwasser her, welches dem Gewichte nach beinahe die Hälfte des Alauns ausmacht (45,5 Proc.).

**Farbstoffe und Alaun.** *Versuch b.* Man koche 10 Grm. Rothholz mit der zwölffachen Menge Wassers  $\frac{1}{4}$  Stunde lang und löse dann in der abgegossenen gelbrothen Brühe noch 10 Grm. Alaun auf: sie erlangt dadurch eine ungleich lebhaftere rothe Farbe. Nun giesse man so lange von einer Pottasche- oder Sodaauflösung hinzu, als noch ein Niederschlag erfolgt: der Niederschlag ist schön roth und giebt getrocknet dieselbe Farbe, die im Handel unter dem Namen Kugel- oder Wienerlack vorkommt. Auf ähnliche Weise macht man auch aus anderen Farbhölzern farbige Niederschläge (Lackfarben). Was hierdurch gezeigt werden soll, das ist die grosse Affinität, welche die Thonerde zu den Farbstoffen hat. Fast alle Farben des Pflanzen- und Thierreichs können durch die Thonerde gebunden und aus ihren Auflösungen niedergeschlagen werden. Hierauf gründet sich die hohe Wichtigkeit, welche die Thonerdesalze für die Färberei und Druckerei erlangt haben. Für diese Zwecke wird ausser dem Alaun auch sehr häufig die essigsäure Thonerde angewendet, weil die schwache Essigsäure leichter von der Thonerde weggeht, als die starke Schwefelsäure. Sie wird erhalten, wenn man essigsaures Bleioxyd und schwefelsaure Thonerde (oder Alaun), in Wasser gelöst, mit einander vermischt, wobei sich durch doppelte Wahlverwandtschaft lösliche essigsäure Thonerde (Thonbeize) und unlösliches schwefelsaures Bleioxyd bildet.

**Kobaltlösung und Alaun.** *Versuch c.* Man befeuchte ein Stückchen Alaun (oder auch Thon oder Thonerde) mit einem Tropfen salpetersaurer Kobaltauflösung und erhitze es vor



dem Löthrohre; die Salpetersäure wird verjagt, das zurückbleibende Kobaltoxyd aber färbt die Thonverbindung schön blau. Dieses Verhalten wird oft als ein sehr genaues Erkennungsmittel der Thonerde benutzt. Man bereitet auf ähnliche Weise auch eine werthvolle und sehr beständige blaue Farbe, die den Namen Kobaltultramarin erhalten hat.

**366. Isomorphie.** Der Alaun bietet ein schönes Beispiel dar, um daran die Erscheinung der sogenannten Isomorphie zu erläutern. Man ist nämlich im Stande, in demselben das Kali durch eine andere ähnliche einsäurige Basis, z. B. durch Natron oder Ammoniak, oder aber die Thonerde durch eine andere dreisäurige Basis, z. B. durch Chromoxyd oder Eisenoxyd, zu ersetzen, ohne dass dadurch die octaëdrische Krystallform geändert wird. Man erhält auf diese Weise folgende Arten von Alaun:

Kalialaun,	bestehend aus	schwefels. Thonerde	+	schwefels. Kali,
Natronalaun	"	"	+	" Natron,
Ammoniakalaun	"	"	+	" Ammoniak,
Chromalaun	"	" Chromoxyd	+	" Kali (Natron oder Ammoniak),
Eisenalaun	"	" Eisenoxyd	+	" Kali (Natron oder Ammoniak).

Man nennt diese Verbindungen isomorphe (von *isos* — gleich, und *morph* — Gestalt) oder gleichgestaltige, und zwar aus dem Grunde, weil sie eine ähnliche Zusammensetzung und gleiche Krystallgestalt (Octaëder) haben. Der Name Alaun wird jetzt also auch für Doppelsalze gebraucht, in denen sich keine Thonerde vorfindet. Die drei ersten der genannten Alaune haben eine weisse Farbe, der Chromalaun eine dunkelrothe, der Eisenalaun eine blass-violette. Man kann sie leicht darstellen, wenn man die betreffenden einfachen Salze in passenden Verhältnissen zusammen in Wasser löst und die Lösung zum Krystallisiren hinstellt.

Den Namen isomorph wendet man auch auf Elemente und deren Verbindungen erster und zweiter Ordnung an, welche im Stande sind, ohne Aenderung der Krystallgestalt einander zu ersetzen oder zu vertreten und deren Moleküle zusammenkrystallisiren



können. So sind beispielsweise isomorphe Elemente:  $\left\{ \begin{array}{l} \text{Calcium} \\ \text{Magnesium} \\ \text{Eisen} \end{array} \right.$   
 oder  $\left\{ \begin{array}{l} \text{Phosphor} \\ \text{Arsen} \end{array} \right.$  oder  $\left\{ \begin{array}{l} \text{Schwefel} \\ \text{Selen} \end{array} \right.$ ; isomorphe Basen und Säuren:  
 $\left\{ \begin{array}{l} \text{CaO} \\ \text{MgO} \\ \text{FeO} \end{array} \right.$  oder  $\left\{ \begin{array}{l} \text{PO}_5 \\ \text{AsO}_5 \end{array} \right.$  oder  $\left\{ \begin{array}{l} \text{SO}_3 \\ \text{SeO}_3 \end{array} \right.$ .

Kommen dieselben in isomorphen Verbindungen mit einander gemischt vor, so entsprechen sie nicht einzeln, sondern in ihrer Summa dem betreffenden Aequivalentgewicht; man fasst die zusammengehörigen Bestandtheile dann auch unter dem Namen „correspondirende Bestandtheile“ zusammen.

#### Kieselsaure Thonerde.

367. Die kieselsaure Thonerde gehört zu den verbreitetsten Substanzen unseres Erdballes; amorph und pulverig stellt sie den Thon und Lehm der Ackererden dar, in derbem Zustande, als Feldsteinmasse, bildet sie die Grundmasse des Thonschiefers, Porphyrs, Basaltes und vieler anderen Gebirgsarten; in krystallinischem Zustande finden wir sie, mit den Silicaten von Kali, Natron, Kalkerde, Talkerde und Eisenoxydul zu Doppelsilicaten verbunden, in den verschiedenen Arten von Feldspath, Glimmer, Granat, Hornblende, Augit etc., welche nebst Quarz die Hauptbestandtheile des Granits, Gneisses, Glimmerschiefers und vieler anderer Gebirgsarten darstellen. Alle diese Gebirgsarten liefern beim Zerfallen einen thonigen oder lehmigen Boden, da die kieselsaure Thonerde unlöslich in Wasser ist und auch bei der Verwitterung zu Thon und Lehm unlöslich bleibt.

Verwitterung. In sehr einfacher Weise lässt sich diese an dem Kalifeldspath verdeutlichen. Dieser hat in seiner Zusammensetzung grosse Aehnlichkeit mit dem Kalialaun, nur dass er statt der Schwefelsäure Kieselsäure enthält.

Alaun (wasserfrei)  $(\text{KO}, \text{SO}_3 + \text{Al}_2\text{O}_3, 3 \text{SO}_3)$ ;

Feldspath  $(\text{KO}, 3 \text{SiO}_2 + \text{Al}_2\text{O}_3, 3 \text{SiO}_2)$ .

Durch den Einfluss der Luft und des (kohlensäurehaltigen) Wassers, der Hitze und der Kälte zerbröckelt der Feldspath endlich, wie alle Gesteine, er verwittert oder wird aufgelöst, wie

Stöckhardt, die Schule der Chemie.



der Bergmann sagt, und dabei wird das kiesel-saure Kali nach und nach durch das Wasser weggeführt, so dass als das End-product dieser Zersetzung reiner Thon, Porcellanerde oder Kaolin ( $2\text{Al}_2\text{O}_3, 4\text{SiO}_2 + 4\text{HO}$ ) übrig bleibt. Dieser Thon ist nicht plastisch, er wird es erst, wenn er lange mit Wasser in Berührung gewesen und sich in Form eines höchst feinen Schlammes daraus abgesetzt hat. Solche durch natürliche Schlammung gebildete Ablagerungen sind der Töpferthon und Pfeifenthon, der Thon- und Lehm-boden der Niederungs-gegenden u. a.

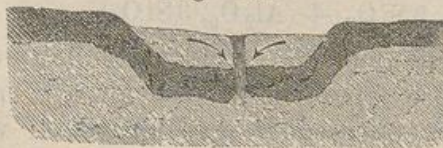
Wenn der Landwirth tief pflügt oder Brache hält, d. h. das aufgelockerte Feld einige Zeit unbebaut liegen lässt, so beschleunigt er dadurch die Verwitterung; dabei bilden sich aus den Bestandtheilen des Bodens lösliche Kali-, Natron-, Kalk- und andere Salze, und diesen insbesondere ist die vermehrte Fruchtbarkeit zuzuschreiben, welche dieses, wie es gewöhnlich heisst, „ausgeruhte Feld“ gegen andere Felder zeigt.

#### Thon und Lehm.

368. Thon ist plastisch und wasserdicht. An dem bekannten Töpferthon und dem noch bekannteren Lehm kennt Jeder das eigenthümliche Verhalten zum Wasser: beide Erdarten werden, wenn man sie mit Wasser zusammenknetet, zu einem zusammenhängenden, schlüpfrigen Teige, aus dem sich Figuren aller Art bilden lassen, sie sind plastisch oder bildsam. Kalk und Sand, auf gleiche Weise behandelt, halten nicht zusammen, sondern bleiben bröcklich. Der Lehm unterscheidet sich von dem Thon nur dadurch, dass er mehr Sand enthält und durch beigemengten Eisenrost gelb oder braun gefärbt erscheint. Ein Thon, bei dem noch mehr Sand ist als bei dem Lehm, wird gewöhnlich Letten genannt.

Wassergallen. *Versuch.* Man mache aus Thon- oder Lehmteig ein hohles Gefäss und giesse Wasser hinein: das Wasser bleibt darin stehen, weil es von dem Thon nicht durchgelassen wird, wie vom Sande oder Kalke. Finden sich Thonlager unter der

Fig. 137.



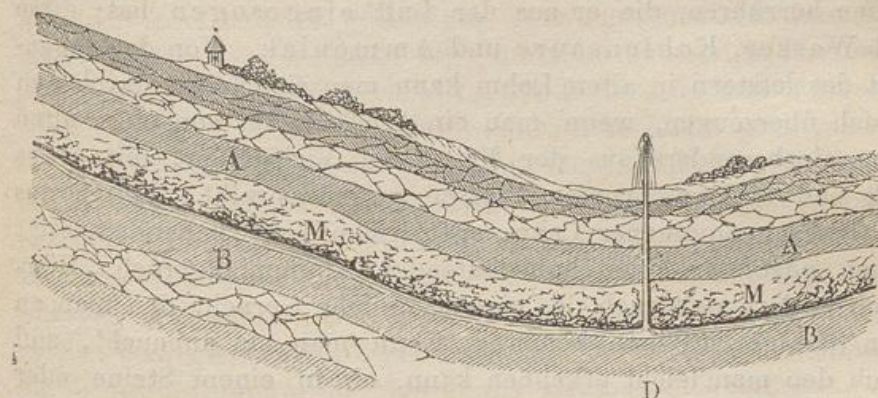
er bleibt darin stehen, weil es von dem Thon nicht durchgelassen wird, wie vom Sande oder Kalke. Finden sich Thonlager unter der



Ackererde eines Feldes, so kann an solchen Stellen das Regenwasser nicht in die Tiefe eindringen, und es entstehen auf diese Weise die sogenannten kalten und nassen Stellen oder Wassergallen. Man kann diese beseitigen, wenn man ein Loch durch die Thonschicht bis zur darunter befindlichen lockern Erdschicht bohrt, durch welches das Wasser abläuft (Fig. 137).

Artesische Brunnen. An vielen Orten trifft man im Inneren der Erde mehre mit Kies- oder Sandschichten (*M*) abwechselnde Thonablagerungen (*A*, *B*) über einander an (Fig. 138). Ziehen sich diese bis zu Anhöhen hinauf, so muss das eindringende Regenwasser sich zwischen den Thonschichten ansammeln und wie in einer Röhre in die Höhe steigen, da es sich weder

Fig. 138.



auf- noch abwärts ausbreiten kann. Bohrt man in solchen Gegenden an einer tiefgelegenen Stelle eine Oeffnung bis unter die obere Thon- oder Lehmschicht, so wird durch diese das Wasser bis über die Oberfläche des Erdbodens emporgetrieben und es entsteht ein natürlicher Springbrunnen, der noch höher springt, wenn man das Bohrloch bis unter das zweite etc. Thonlager niedertreibt. Den Namen artesische Brunnen haben diese Springquellen von der Grafschaft Artois in Frankreich erhalten, wo die Bodenverhältnisse so günstig sind, dass man fast bei jedem Bohrversuche auf solche trifft.

369. Saugkraft des Thons. *Versuch.* Rührt man unter Blauholzbrühe etwas Thon, so wird der Thon nach einigen Stunden violett, die Flüssigkeit aber viel heller aussehen. Der



Thon hat, wie die Thonerde, die Fähigkeit, Farbstoffe einzusaugen und unlöslich zu machen. Aehnlich verhält sich der Thon oder Lehm zu fettigen Stoffen, wie sich daraus ergibt, dass man mittelst desselben Fettflecke aus Holz, Papier etc. herausziehen kann, wenn man die letzteren mit Thonbrei bestreicht und diesen einen halben bis ganzen Tag lang damit in Berührung lässt. In den Tuchfabriken benutzt man unter dem Namen Walkerde eine milde Thonart, um das beim Spinnen in die Wolle gebrachte Fett wieder daraus zu entfernen.

Thon saugt Luftarten ein. *Versuch.* Man lasse eine gewogene Menge von scharf getrocknetem Lehm einige Wochen an der Luft liegen und wäge sie nachher wieder: der Thon wird mehr wiegen als vorher. Die Gewichtszunahme kann nur von Stoffen herrühren, die er aus der Luft eingesogen hat; diese sind Wasser, Kohlensäure und Ammoniak. Von der Gegenwart des letztern in altem Lehm kann man sich leicht durch den Geruch überzeugen, wenn man ein Stück Lehm von einer alten Mauer, insbesondere aus der Nähe von Viehställen, mit etwas Kalk und einigen Tropfen Wasser zusammenreibt. Frisch aus der Grube genommener Lehm, auf gleiche Weise behandelt, zeigt keinen oder nur einen unbedeutenden Ammoniakgeruch. Hierdurch erklärt sich auch der eigenthümliche Geruch, den man an allen thonigen Steinen bemerkt, wenn man sie anhaucht, und durch den man leicht erkennen kann, ob in einem Steine oder einer Erde Thon enthalten sei oder nicht. Da Wasser, Kohlensäure und Ammoniak wichtige Nahrungsmittel für die Pflanzen sind, so ist es leicht einzusehen, dass der Lehm auch deswegen die Fruchtbarkeit der Felder erhöht, weil er die gedachten Stoffe aus der Luft anzieht. In sehr hohem Grade wirksam ist insbesondere der mit der Luft lange Jahre hindurch in Berührung gewesene Lehm, weil sich in demselben, in Folge langsamer Verwitterung, auflösliche Kalk- und Kalisalze (Salpeter etc.) gebildet haben. Darum schätzen auch erfahrene Landwirthe den Lehmschutt von alten Gebäuden als einen vorzüglichen Dünger. Eine ähnliche Veränderung erfährt der Lehm auch durch gelindes Brennen.



## Gebrannte Thonwaaren.

370. Durch gelinde Erhitzung wird der Thon aufgeschlossen und die Verbindung zwischen der Thonerde und Kieselsäure so gelockert, dass die erstere nun durch Säuren gelöst werden kann (363). Durch sehr starke Erhitzung erfolgt im Gegentheil Verstärkung der Affinität, eine Erhöhung der Unlöslichkeit und zugleich eine Erhärtung des Thons zu einer festen, harten, in Wasser nicht mehr erweichbaren Masse. Dieses Verhalten des Thons in der Glühhitze, verbunden mit der plastischen Eigenschaft desselben in nassem Zustande, macht ihn vorzüglich geeignet zur Darstellung von irdenen Geschirren. Die Bereitungsart derselben kommt darin überein, dass der durch Schlämmen und Kneten mehr oder minder gereinigte Thonteig entweder aus freier Hand auf der Töpferscheibe oder durch Einpressen in Formen zu Gegenständen aller Art verarbeitet wird, die man erst lufttrocken werden lässt und dann in den Brennöfen so lange glüht, bis sie steinartig geworden sind. Während des Trocknens, mehr aber noch während des Brennens, zieht sich der Thon bedeutend zusammen (er schwindet); deshalb sind die Thongeschirre nach dem Brennen kleiner als vor demselben. Dieser Eigenschaft wegen benutzte man sonst kleine Thoncylinder zum Messen hoher Hitzgrade (Wedgewood's Pyrometer). Die Thonwaaren erlangen durch das Brennen zwar eine grosse Härte und Festigkeit, bleiben aber noch so porös, dass sie das Wasser einsaugen und durchschwitzen lassen. Man beseitigt diesen Uebelstand durch Ueberziehen derselben mit einer glasartigen Rinde, mit der sogenannten Glasur, die aus denselben Materialien zusammengesetzt wird wie das Glas. Die wichtigsten Gattungen von Thonwaaren sind:

a) Ziegelsteine und Schmelztiegel, aus rohem Lehm oder grobem Thon, meist unglasirt. Die braunrothe Farbe der Ziegel rührt von Eisenoxyd her. Feuerfeste oder Chamottesteine und Schmelztiegel werden aus sehr schwer schmelzbarem Thon unter Zusatz von schon geglühtem Thon (Scherben) dargestellt.

b) Töpferwaare, aus gewöhnlichem Thon, mit einem Bleiglase überzogen, welches aus Bleiglätte und Thon dargestellt wird.



c) Steingut (feine Töpferwaare), aus sehr weissem Thon, gleichfalls mit einem Bleiglasüberzuge.

d) Fayence, Töpferwaare mit Glasur, die man durch Zinnoxid undurchsichtig und milchweiss (emailartig) macht (weisse Kachelöfen etc.).

e) Porcellan, wird aus dem feinsten Thon (Porcellanerde oder Kaolin) mit Feldspath bereitet und bis zur angehenden Schmelzung geglüht; die Glasur besteht aus Kaliglas, ohne Bleioxyd.

f) Steinzeug (ordinaires Porcellan), aus grauem Thon, halb geschmolzen; die Glasur wird durch Kochsalz erzeugt, welches man in den glühenden Töpferofen wirft, und besteht aus Natronglas, ohne Bleioxyd (Bierflaschen, Milchnäpfe etc.).

Als Farben zur Verzierung der Thonwaaren können nur Schmelzfarben (Metalloxyde), gerade wie bei der Glasmalerei, angewendet werden.

#### Lasursteinblau.

371. Durch Erhitzen von Thon, Schwefel und Soda ist man im Stande, das prachtvolle Ultramarinblau künstlich nachzubilden, welches bis daher durch Pulverisiren des kostbaren natürlichen Lasursteins gewonnen wurde, bei dessen Analyse man neben etwas Eisenoxyd nur die angegebenen Bestandtheile gefunden hatte. Die einzelnen Manipulationen der Fabrikation werden zwar noch geheim gehalten, die bereits bestehenden Fabriken liefern aber das Fabrikat — ebenso auch grünes Ultramarin — so billig, dass es jetzt die verbreitetste und schönste blaue Deckfarbe darstellt. Man kann es als eine Verbindung von Schwefelnatrium mit Natronsilicat und Thonerdesilicat ansehen. Beim Gebrauche dieser ganz unschädlichen Farben hat man sich zu hüten, sie mit Säuren zusammenzubringen, da diese das Schwefelnatrium unter Entwicklung von Schwefelwasserstoffgas zerlegen und dadurch das Blau und Grün in Schmutzigweiss umwandeln.

#### Zusammensetzung und Prüfung der Ackererden.

372. Hauptgemengtheile der Ackererden. Thon oder Lehm und Sand bilden Hauptbestandtheile unseres Ackerlandes; die Kenntniss ihrer Eigenschaften ist daher für



den Land- und Forstwirth von grosser Wichtigkeit, da er dadurch befähigt wird, sich über das verschiedene Verhalten des Bodens bei nassem oder trockenem Wetter, bei Kälte oder Hitze etc. Rechenschaft zu geben. Reiner Thonboden ist ganz unfruchtbar, ebenso reiner Sandboden; man erhält aber eine sehr fruchtbare Erde, wenn man diese beiden Bodenarten mit einander vermengt. Der Thon- oder fette Boden ist zu fest und schwer (zu bündig), als dass die Wurzeln, besonders die kleiner Gewächse, sich hinlänglich darin ausbreiten könnten; er ist ferner zu dicht, als dass er einen freien Luftwechsel gestattete. Ausserdem wird er bei kurzen Regengüssen wasserhart, d. h. er bekommt an der Oberfläche eine teigartige Rinde, die das tiefere Eindringen des Wassers verhindert; bei anhaltendem Regen aber wird er schlammig und dann lässt er das Wasser nur schwer wieder verdunsten und bleibt lange nass und kalt. Der Sand- oder magere Boden leidet an den entgegengesetzten Fehlern: er hat zu wenig Zusammenhang und ist zu porös und hält deshalb die Wurzeln der Pflanzen nicht fest genug; er wird von den Winden leicht aufgehoben und weggeweht; er lässt das Regenwasser zu tief eindringen und später wieder zu schnell verdunsten. Die angedeuteten Eigenschaften gehören zu dem, was man die äussere oder physische Beschaffenheit eines Bodens nennt. Es wird nun von selbst einleuchten, dass man die physische Beschaffenheit eines Thonbodens durch Zufuhr von Sand, die eines Sandbodens durch Zufuhr von Thon, Lehm oder Letten wesentlich verbessern kann.

**373. Prüfung durch Schlämmen.** *Versuch.* Um eine Ackererde auf ihren Gehalt an Lehm und Sand zu untersuchen, kocht man 50 Grm. davon in einem Porcellanschälchen mit etwas Wasser eine kurze Zeit und reibt sie dann mit einer Mörserpistille so lange, bis ein ganz gleichförmiger Brei entstanden ist. Röthet die Masse eingetauchtes blaues Lackmuspapier, so ist dies ein Zeichen, dass der Boden sauren Humus enthält und entweder der Entwässerung (Drainage) oder der Zufuhr von Kalk oder Mergel bedürftig ist. Den Brei verdünnt man dann noch mit Wasser und schüttet die trübe Flüssigkeit in ein hohes Glas (Fig. 139 a. f. S.); was im Schälchen zurückbleibt, wird mit etwas Wasser nachgespült. Bei ruhigem Stehen setzen sich die aufge-



schwemmten Erdtheile nach ihren specifischen Gewichten und ihrem Zertheilungsgrade zu Boden, der grobe Sand zuerst, dann der feine, zuletzt der Thon oder Lehm, und es lässt sich schon aus der verschiedenen Höhe der Sand- und Thonschichten ein ungefährer Schluss auf die Menge derselben machen.

Fig. 139.

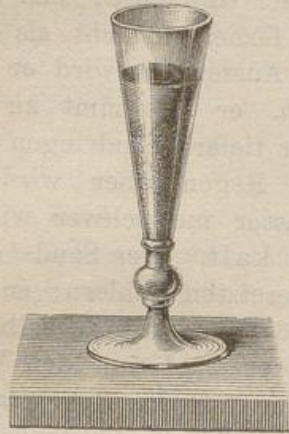
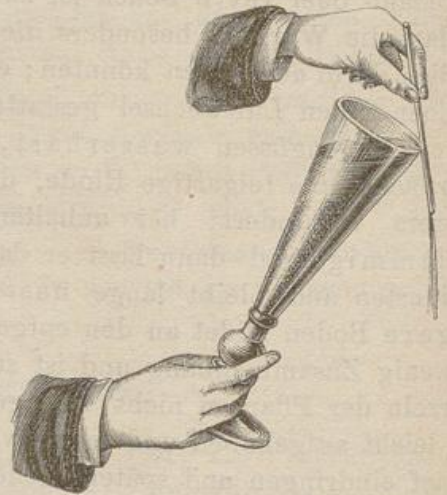


Fig. 140.



Genauer findet man diese Gemengtheile, wenn man den Bodensatz wieder aufrührt und die trübe Flüssigkeit nach kurzer Ruhe in ein anderes Gefäß abgiesst, jedoch mit der Vorsicht, dass von dem Sande, der wegen seiner gröberen Beschaffenheit zuerst zu Boden sinkt, nichts mit abfließt. Der Rückstand wird wieder mit Wasser angerührt, letzteres abgegossen, und dieses Auf- und Abgiessen so lange fortgesetzt, bis aller Lehm aus dem Sande ausgewaschen ist. Beim Abgiessen hält man ein Stäbchen an den Rand des Glases, damit nicht ein Theil der Flüssigkeit an der äusseren Wandung des letzteren herabflösse und so verloren gehe, oder man bestreicht den Glasrand mit etwas Talg, wodurch die Adhäsion der Flüssigkeit zum Glase gleichfalls aufgehoben wird. Der Sand wird getrocknet und gewogen; was an 50 Grm. fehlt, ist als feinerdige Masse, Lehm (Kalk und Humus in feinertheiltem Zustande) in Rechnung zu bringen.

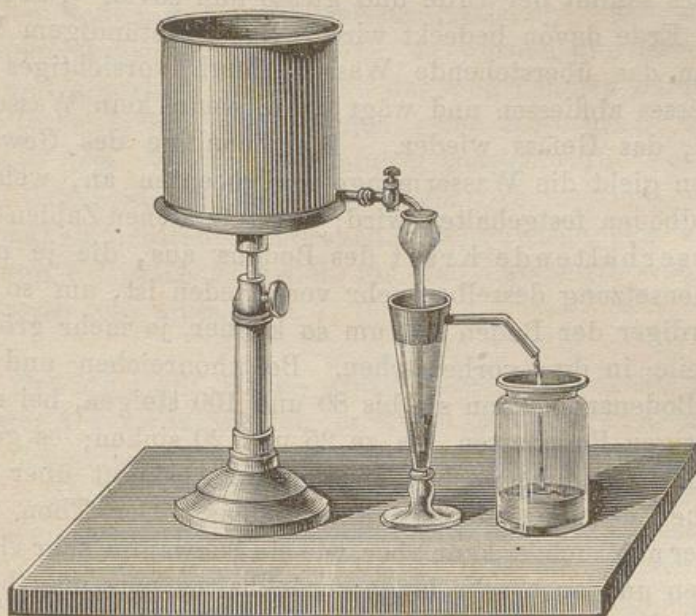
Diese Operation, durch welche man auf mechanischem Wege leichte Körper von schwereren oder richtiger feinertheilte von gröberen trennt, heisst Schlämmen. Sie wird insbesondere in



den Hüttenwerken häufig angewendet, um das feingepochte Erzpulver von den beigemengten leichteren Stein- und Erdtheilen zu befreien.

374. Schlämmapparat. Noch besser als auf die angegebene Weise lässt sich die Trennung der feinerdigen Bodenbestandtheile von den gröberen mittelst des Schlämmapparates bewirken. Die gut zerriebene und in Wasser aufgeweichte Erde kommt in das oben mit einer Ausflussröhre versehene

Fig. 141.



Spitzglas, in dem ein bis zum Boden reichender Trichter steht, durch welchen ein continuirlicher Wasserstrahl aus dem höher stehenden grösseren Wasserreservoir in das Glas geleitet wird. Dieser rührt die Erde fortwährend auf und bringt die pulverigen Theile derselben in die Höhe, wo sie mit dem Wasser abfließen, während die gröberen Theile nicht so hoch gehoben werden und in dem Glase zurückbleiben. Nach der Stärke des Wasserstrahls, den man durch einen Hahn reguliren kann, hat man es hier ganz in seiner Gewalt, die mechanische Trennung der Gemengtheile des Bodens, und mehr oder weniger scharf, sehr regelmässig vor sich gehen zu lassen, wie auch selbige in



beliebig viele Portionen zu zertheilen. So erhält man z. B. durch einen ganz schwachen Wasserstrahl nur die feinerdigen, durch einen stärkeren die groberdigen Erdtheile, durch einen noch stärkeren den feinen Sand u. s. f., und man kann diese alle für sich bestimmen, wenn man bei der jedesmaligen Verstärkung des Wasserstrahls frische Gefässe zur Aufnahme des Schlammwassers untersetzt.

375. Wasserhaltende Kraft des Bodens. *Versuch.* Man schütte 100 Grm. trockne, zerriebene Erde in ein Becherglas, tarrire dieses sammt der Erde und giesse nun soviel Wasser hinzu, dass die Erde davon bedeckt wird. Nach 24stündigem Weichen lässt man das überstehende Wasser durch vorsichtiges Neigen des Gefässes abfließen und wägt dann, wenn kein Wasser mehr abtropft, das Gefäss wieder. Die Zunahme des Gewichts in Grammen giebt die Wassermenge in Procenten an, welche von dem Erdboden festgehalten wird; die gefundenen Zahlen drücken die wasserhaltende Kraft des Bodens aus, die je nach der Zusammensetzung desselben sehr verschieden ist, um so grösser, je feinerdiger der Boden ist, um so kleiner, je mehr gröbere Gemengtheile in ihm vorherrschen. Bei thonreichen und humusreichen Bodenarten kann sie bis 80 und 100 steigen, bei sandigen und kiesigen Bodenarten bis zu 25 und 20 sinken; es geben daher auch diese Zahlen schon annähernde Auskunft über die mechanische Zusammensetzung eines Bodens. Der Thon ist zwar in Wasser unlöslich, er kann aber, wie ein Schwamm, sehr viel davon einsaugen und auch sehr lange zurückhalten, wie man beim Austrocknen des nassen Thons leicht wahrnehmen kann. Ein entgegengesetztes Verhalten ist an dem Sande wahrzunehmen: er hält wenig Wasser zurück und giebt es sehr leicht wieder ab. Einen weiteren Unterschied zeigen diese beiden Erdarten endlich nach dem Trocknen: der Thon bildet derbe, harte Klumpen, der Sand ein lockeres, körniges Pulver. Es ist hiernach leicht erklärlich, warum der Landwirth die thonreichen Bodenarten als streng, schwer, nass, kalt und träge, die sandigen Bodenarten dagegen als leicht, trocken, hitzig und rasch bezeichnet.

376. Absorptionskraft des Bodens. Neuere Untersuchungen haben gelehrt, dass die Ackererde, insbesondere wenn sie reich an feinerdigen Gemengtheilen ist, ähnlich wie die po-



röse Holzkohle (114), die Kraft besitzt, gewisse leichtlösliche Basen und Säuren aus ihren wässerigen Lösungen abzuscheiden und festzuhalten. Die wichtigsten Nährmittel des Bodens und der in diesen gebrachten Düngemittel werden durch diese Absorptionskraft gegen die Auslaugung durch den Regen und gegen die Entführung derselben mit dem Drainwasser geschützt, insbesondere Ammoniak, Kali, Phosphorsäure und Kieselsäure. Die Wurzeln der Pflanzen und die Bodenfeuchtigkeit bringen die absorbirten Stoffe nach und nach wieder in Lösung und erstere saugen die Lösung als Nährflüssigkeit auf. Kommen Salze in den Boden, z. B. schwefelsaure, salzsaure oder salpetersaure Ammoniaksalze oder Kalisalze, so werden die Basen abgeschieden und absorbirt, die Säuren dagegen nehmen dafür Kalkerde und Talkerde auf und erleiden keine Absorption, sondern können mit dem Wasser weggeführt werden. Die Ackererde, zumal die Culturerde, stellt gleichsam ein Laboratorium vor, in dem die mannigfachsten chemischen Wechselwirkungen vor sich gehen, deren Kenntniss natürlich für den Landwirth von höchstem Interesse sein muss.

377. Prüfung auf Kalk- und Talkerde. *Versuch.* 20 Grm. getrockneter Ackererde werden in einem geräumigen Kochfläschchen mit der sechsfachen Menge Wasser und dann nach und nach mit 5 bis 10 Grm. Salzsäure übergossen und einige Stunden an einen warmen Ort gestellt. Tritt bei dem Zusatz der Säure ein merkliches Brausen ein, so ist dies ein Zeichen, dass der Boden reich an Kalk ist. Wenn dasselbe aufgehört hat, giesst man die Flüssigkeit auf ein Filtrum und spült das Fläschchen und Filtrum mit etwas warmem Wasser nach. Die durchgelaufene gelbliche Flüssigkeit wird so lange mit Ammoniak versetzt, bis sie deutlich danach riecht; die braunen Flocken, die sich hierbei ausscheiden, sind Eisenoxydhydrat und Thonerdehydrat (nebst Phosphorsäure), die man durch abermaliges Filtriren entfernt. Die erhaltene wasserhelle Flüssigkeit wird nun so lange mit einer Lösung von Oxalsäure in Wasser versetzt, als hierdurch noch eine Trübung von oxalsaurem Kalk (261) entsteht. Ist dabei der Ammoniakgeruch verschwunden, so fügt man von Neuem so viel Salmiakgeist hinzu, dass dieser Geruch wieder hervortritt. Die Stärke des Niederschlags zeigt an, ob



viel oder wenig Kalk zugegen ist. Will man die Menge desselben genauer bestimmen, so bringt man den Niederschlag, nachdem er sich abgelagert, auf ein gewogenes und getrocknetes Filtrum, wäscht ihn mit warmem Wasser aus und trocknet ihn bei Ofenwärme. Das Mehrgewicht des Filtrums ist oxalsaurer Kalk, wovon 100 Thle  $38\frac{1}{8}$  Thln. Kalk oder  $68\frac{1}{8}$  Thln. kohlensaurem Kalk entsprechen.

Die Talkerde oder Magnesia wird bei dem angegebenen Verfahren nicht mit gefällt, man kann sie aber aus der von dem oxalsauren Kalk abfiltrirten Flüssigkeit, der man noch etwas Ammoniak zugesetzt hat, durch Zusatz von phosphorsaurem Natron niederschlagen (357). Sind grössere Mengen davon vorhanden, so entsteht nach dem Umrühren mit einem Glasstabe sogleich ein weisser, krystallinischer Niederschlag von phosphorsaurer Ammoniak-Talkerde; bei geringem Gehalte erzeugt sich dieser Niederschlag erst nach längerem Stehen und in unbeträchtlicher Menge.

Die im Vorstehenden angegebenen einfachen Proben verdienen wohl häufiger von dem Landwirth ange stellt zu werden, als es jetzt geschieht; kann er doch durch sie, und zwar ohne kostspielige Apparate und grossen Aufwand an Zeit, sich selbst einigen Aufschluss über die hauptsächliche, oft sehr wechselnde Zusammensetzung des verschiedenen Bodens seiner Felder verschaffen.

#### Andere Erdmetalle.

378. Ausser dem allgemein verbreiteten Aluminium gehören noch in die Abtheilung der Erdmetalle die fünf seltenen Metalle: Beryllium, Zirconium, Yttrium, Erbium und Thorium. Die Sauerstoffverbindungen derselben sind weiss, unlöslich und erdig wie die Thonerde, und führen die Namen: Beryllerde, Zirconerde, Yttererde, Erbinerde und Thorerde. Die Beryllerde bildet mit Thonerde und Kieselsäure verbunden den durch Chromoxyd grün gefärbten Edelstein Smaragd, die Zirconerde mit Kieselsäure verbunden den rothen Hyacinth; die drei anderen Erden hat man bis jetzt nur in einigen seltenen Mineralien gefunden.



### Rückblick auf die Erdmetalle.

(Aluminium, Beryllium, Yttrium etc.)

- 1) Die Erden sind Verbindungen der Erdmetalle mit Sauerstoff.
- 2) Sie sind im Wasser ganz unlöslich.
- 3) Sie verbinden sich nicht mit Kohlensäure.
- 4) Die wichtigste dieser Erden ist die Thonerde, die mit Kieselsäure verbunden (Thon, Lehm) einen Hauptbestandtheil des Ackerlandes, wie vieler Felsarten ausmacht.
- 5) Die Thonerde ist eine viel schwächere Basis als die Alkalien und alkalischen Erden.
- 6) Schwache Basen können sich oft mit starken Basen verbinden, gleichsam als ob sie Säuren wären.
- 7) Manche Körper können in chemischen Verbindungen einander vertreten, ohne dass eine Aenderung der Krystallform eintritt (isomorphe Verbindungen).
- 8) Neutralsalze sind Salze, in denen auf jedes Atom Sauerstoff, welches die Basis enthält, 1 Atom Säure kommt.
- 9) Manche Neutralsalze können sich noch mit 1 oder mehreren Atomen Säure verbinden; solche Verbindungen heissen saure Salze.
- 10) Ebenso giebt es auch Verbindungen von Neutralsalzen mit noch 1 oder mehreren Atomen Basis; man nennt sie basische Salze.
- 11) Wenn zwei verschiedene Salze sich chemisch mit einander vereinigen, so erhält man Doppelsalze.

### Rückblick auf die bis hierher betrachteten (leichten) Metalle.

- 1) Die Alkali-, Erdalkali- und Erdmetalle werden zusammen leichte Metalle genannt, weil sie specifisch leichter sind als die übrigen Metalle.
- 2) Sie kommen nie als reine Metalle (gediegen), auch nicht als reine Oxyde (mit Ausnahme der Thonerde), sondern immer



als Salze in der Natur vor und bilden, nebst der Kieselerde, die Hauptmasse unserer Erdrinde.

3) Sie haben unter allen Körpern die grösste Verwandtschaft zum Sauerstoff und bilden damit Oxyde, welche sich (mit Ausnahme der Erden) in Wasser auflösen.

4) Die Oxyde der Alkali- und Erdalkalimetalle sind die stärksten Salzbasen (Alkalien, alkalische Erden).

5) Wegen der grossen Affinität zum Sauerstoff ist die Darstellung der leichten Metalle sehr schwierig, da man die Verbindung zwischen Metall und Sauerstoff nur in der stärksten Hitze durch Kohle, oder aber durch den galvanischen Strom aufheben kann. Genau bekannt und Handelsartikel sind nur Kalium, Natrium, (Lithium), Magnesium und Aluminium.

6) Bis zum Jahre 1807 hielt man die Alkalien und Erden für einfache Körper; in diesem Jahre gelang es aber dem englischen Chemiker Davy, sie durch den galvanischen Strom in Metalle und Sauerstoff zu zerlegen.

7) Die meisten leichten Metalle sind im Stande, das Wasser schon bei gewöhnlicher Temperatur und ohne Zusatz einer Säure zu zerlegen, d. h. ihm den Sauerstoff zu entziehen und somit den Wasserstoff frei zu machen.

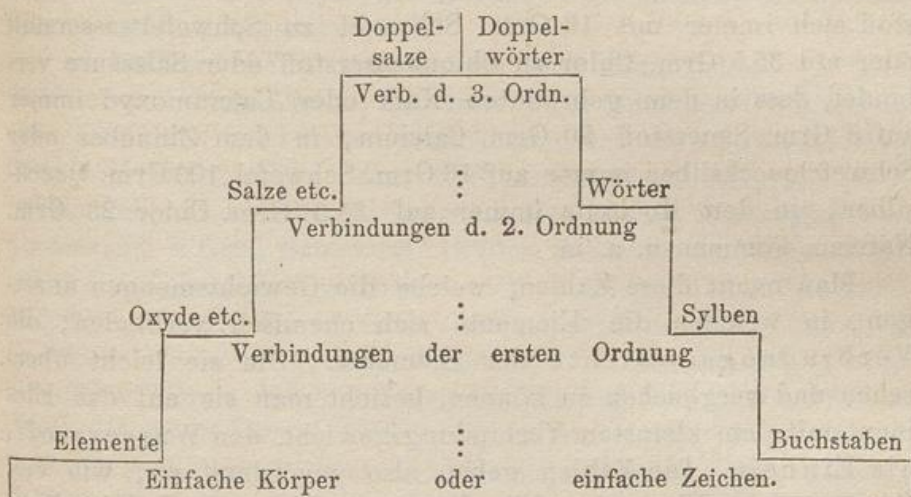
## Chemische Verbindungsgesetze.

Ehe wir weiter gehen zu der Betrachtung der übrigen Metalle, wird es gut sein, noch einmal einen Blick auf die im Vorigen oft erwähnten chemischen Verbindungsgesetze zu werfen und diese zu einer ungefähren Gesetzsammlung zu vereinigen.

**379. Eintheilung der chemischen Verbindungen.** Wie man aus den 25 Buchstaben unseres Alphabets unzählige Worte bilden kann, so lassen sich auch aus den 63 chemischen Elementen unzählige Verbindungen darstellen. Diese zerfallen in drei grosse Abtheilungen. Verbindungen erster Ordnung entstehen, wenn Elemente sich mit Elementen vereinigen; dahin gehören z. B. Säuren und Basen. Verbinden sich diese unter einander, so erhält man die Verbindungen zweiter Ordnung, z. B. Salze. Aus der Vereinigung der Salze mit Salzen entstehen die Verbindungen dritter Ordnung, z. B. Doppelsalze.. Etwas ganz



Aehnliches finden wir auch in unserer Sprache. Aus Buchstaben und Buchstaben bilden wir Sylben, aus Sylben und Sylben Wörter, aus Wörtern und Wörtern zusammengesetzte Wörter. Das folgende Schema wird diese Aehnlichkeit klarer machen.



Das aus dem vorigen Abschnitte bekannte Doppelsalz Kalialaun bietet ein gutes Beispiel dar, um sowohl in chemischer als sprachlicher Hinsicht den stufenweisen Uebergang vom Einfachen zum Zusammengesetzten daran zu erklären.

Chemisches Beispiel.	Sprachliches Beispiel.
Einfache Körper u. Zeichen: K, Al	O, S      k, l, n,      a, i, u,
(Metalle) (Nichtmetalle)	(Consonanten) (Vocale)
Verbindungen 1. Ordn. KO, Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , SO <sub>3</sub>	ka, li, al, aun.
(Basen) (Säure)	(Sylben)
Verbindungen 2. Ordn. KOSO <sub>3</sub> , Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 3 SO <sub>3</sub>	Kali, Alaun.
(Salze)	(Wörter)
Verbindungen 3. Ordn. KO, SO <sub>3</sub> + Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , 3 SO <sub>3</sub>	Kalialaun.
(Doppelsalz)	(Doppelwort)

Gewichtsverhältnisse bei chemischen Verbindungen. Wenn sich Elemente chemisch mit einander verbinden, so geschieht dies immer in festbestimmten Gewichtsmengen. In dem Wasser finden wir jederzeit 1 Grm. Wasserstoff mit 8 Grm. Sauerstoff verbunden, es mag vorkommen wo und wie es will, in Quellen oder im Meere, als Eis oder Dunst. Bereiten wir es uns künstlich, indem wir Wasserstoffgas



in Sauerstoffgas verbrennen, so brauchen wir ganz genau dieselben Gewichtsmengen der beiden Gase. Nehmen wir  $1\frac{1}{2}$  Grm. Wasserstoff, so bleibt  $\frac{1}{2}$  Grm. Wasserstoff übrig: nehmen wir 9 Grm. Sauerstoff, so bleibt 1 Grm. Sauerstoff übrig. Ebenso haben die genauesten Untersuchungen gelehrt, dass 1 Grm. Wasserstoff sich immer mit 16 Grm. Schwefel zu Schwefelwasserstoff oder mit 35,5 Grm. Chlor zu Chlorwasserstoff oder Salzsäure verbindet, dass in dem gebrannten Kalk oder Calciumoxyd immer auf 8 Grm. Sauerstoff 20 Grm. Calcium, in dem Zinnober oder Schwefelquecksilber immer auf 16 Grm. Schwefel 100 Grm. Quecksilber, in dem Kochsalz immer auf 35,5 Grm. Chlor 23 Grm. Natrium kommen u. a. m.

Man nennt diese Zahlen, welche die Gewichtsmengen anzeigen, in welchen die Elemente sich chemisch verbinden, die Verbindungsgewichte der Elemente. Um sie leicht übersehen und vergleichen zu können, bezieht man sie auf das Element mit dem kleinsten Verbindungsgewicht, den Wasserstoff, als Einheit. Die Zahlen geben also zuvörderst an, wie viel Gramm eines Elementes, falls dieses mit Wasserstoff verbindbar, mit 1 Grm. des letztern in Verbindung treten.

380. Aequivalentgewichte. Weitere Versuche führten zu der überraschenden Entdeckung, dass man aus den gefundenen Zahlen nicht nur erfahren könne, in welchen Quantitäten sich die Elemente mit dem Wasserstoff verbinden, sondern auch, in welchen Quantitäten sie sich unter einander verbinden. Dies geschieht nämlich gleichfalls genau in den Gewichtsmengen, welche durch die Zahlen der Verbindungsgewichte angegeben werden. 1 Grm. Wasserstoff verbindet sich genau mit 8 Grm. Sauerstoff zu Wasser, mit 16 Grm. Schwefel zu Schwefelwasserstoffgas, mit 35,5 Grm. Chlor zu Salzsäure; dieselbe Menge Schwefel, die mit 1 Grm. Wasserstoff Schwefelwasserstoff giebt, bildet mit 8 Grm. Sauerstoff unterschweflige Säure, mit 20 Grm. Calcium Schwefelcalcium, mit 28 Grm. Eisen Einfach-Schwefeleisen, mit 100 Grm. Quecksilber Schwefelquecksilber oder Zinnober. Erhitzt man Eisen mit Zinnober, so tritt der Schwefel an das stärkere Eisen und das Quecksilber wird frei; 28 Grm. Eisen reichen dann gerade hin, um 116 Grm. Zinnober zu zerlegen, und dabei werden jedesmal 100 Grm. Quecksilber ausgeschieden.



Wendet man mehr Eisen an, so bleibt ein Theil Eisen unverbunden; nimmt man mehr Zinnober, so bleibt ein Theil Zinnober unersetzt. Wenn in einer chemischen Verbindung ein Element an die Stelle eines anderen tritt, so geschieht dieses immer in den durch die Verbindungsgewichte angegebenen Quantitäten.

Für 1 Thlr. kann man kaufen oder eintauschen: 1,2 Grm. Gold oder 5 Grm. Platin, 20 Grm. Silber oder 300 Grm. Quecksilber; 1,2 Grm. Gold haben sonach denselben kaufmännischen Werth wie 5 Grm. Platin oder 20 Grm. Silber etc. Aehnlich ist es bei den chemischen Verbindungen. Mit 1 Grm. Wasserstoff verbinden sich 8 Grm. Sauerstoff, 16 Grm. Schwefel, 35,5 Grm. Chlor; mit 8 Grm. Sauerstoff verbinden sich ebenfalls 16 Grm. Schwefel, 35,5 Grm. Chlor, oder 20 Grm. Calcium, 28 Grm. Eisen, 100 Grm. Quecksilber u. s. f. 1 Grm. Wasserstoff hat also denselben chemischen Werth, dieselbe Leistungsfähigkeit wie 8 Grm. Sauerstoff, 16 Grm. Schwefel, 28 Grm. Eisen etc. Dies ist der Grund, weshalb man die angegebenen Elementmengen, nach welchen sich dieselben bei chemischen Zersetzungen der Körper derselben Art austauschen, als äquivalente ansieht (von *aequus*, gleich, und *valere*, gelten, Werth haben). Unter 1 Aequivalent Wasserstoff = H hat man sich also immer 1 Gewichtstheil, unter 1 Aeq. Sauerstoff = O 8 Gewthle., unter 1 Aeq. Chlor = Cl 35,5 Gewthle., unter 1 Aeq. Eisen = Fe 28 Gewthle. zu denken. Die Zahlen der Verbindungsgewichte werden deshalb auch Aequivalentgewichte (Aeq.-Gew.) genannt. Die Elemente mit kleinem Aequivalentgewicht müssen hiernach gleichsam als sehr kräftige chemische Körper angesehen werden, die mit grossem Gewichte dagegen als schwache.

#### Verbindungsgewichte oder Aequivalentgewichte der bekanntesten Elemente.

Wasserstoff . . . . .	H = 1	Chlor . . . . .	Cl = 35,5
Sauerstoff . . . . .	O = 8	Brom . . . . .	Br = 80
Stickstoff . . . . .	N = 14	Jod . . . . .	J = 127
Kohlenstoff . . . . .	C = 6	Fluor . . . . .	Fl = 19
Schwefel . . . . .	S = 16	Bor . . . . .	B = 11
Phosphor . . . . .	P = 31	Silicium . . . . .	Si = 14

Stöckhardt, die Schule der Chemie.



Kalium . . . . .	K = 39	Cadmium . . . . .	Cd = 56
Natrium . . . . .	Na = 23	Blei . . . . .	Pb = 103,5
Lithium . . . . .	Li = 7	Kupfer . . . . .	Cu = 31,7
Calcium . . . . .	Ca = 20	Quecksilber . . . . .	Hg = 100
Barium . . . . .	Ba = 68,5	Silber . . . . .	Ag = 108
Strontium . . . . .	Sr = 43,8	Platin . . . . .	Pt = 99
Magnesium . . . . .	Mg = 12	Gold . . . . .	Au = 197
Aluminium . . . . .	Al = 13,7	Zinn . . . . .	Sn = 59
Eisen . . . . .	Fe = 28	Wismuth . . . . .	Bi = 208
Mangan . . . . .	Mn = 27,5	Chrom . . . . .	Cr = 26
Kobalt . . . . .	Co = 29,5	Molybdän . . . . .	Mo = 48
Nickel . . . . .	Ni = 29,5	Wolfram . . . . .	W = 92
Uran . . . . .	U = 60	Antimon . . . . .	Sb = 120
Zink . . . . .	Zn = 32,5	Arsen . . . . .	As = 75

Statt, wie es hier geschehen, die Verbindungsgewichte auf 1 Wasserstoff zu beziehen, wurden bisher vielfach 100 Sauerstoff als Einheit angenommen. Um die obigen Zahlen dieser Annahme gemäss umzuwandeln, braucht man sie nur mit  $12\frac{1}{2}$  zu multipliciren.

**381. Verbindungs- oder Aequivalentgewichte zusammengesetzter Körper.** Die im Vorhergehenden an den Elementen nachgewiesene Gesetzmässigkeit gilt auch für die chemischen Verbindungen zweiter und dritter Ordnung, worauf schon der Vorgang beim Neutralisiren einer Basis mit einer Säure und die in 267. und 268. besprochenen Verbindungsverhältnisse hindeuten. Wenn sowohl die basischen Eigenschaften einer Basis als die sauren einer Säure verschwunden sind, dann haben sich gerade von beiden Körpern die gesetzlich bestimmten Mengen mit einander vereinigt. Wie gross diese Menge für jeden Körper sei, erfährt man leicht, wenn man die Aequivalentzahlen ihrer Bestandtheile zusammenaddirt.

Kreide ist kohlensaure Kalkerde ( $\text{CaO}, \text{CO}_2$ ).

Die Kalkerde besteht aus: Die Kohlensäure besteht aus:

1 Aeq. Calcium = 20	1 Aeq. Kohlenstoff = 6
und 1 Aeq. Sauerstoff = 8;	und 2 Aeq. Sauerstoff = 16;
CaO hat also die Zahl 28,	CO <sub>2</sub> hat also die Zahl 22,



d. h. in der Kreide sind immer 28 Grm. Kalkerde mit 22 Grm. Kohlensäure verbunden und genau dieselben Mengen muss man anwenden, wenn man sie künstlich aus ihren Bestandtheilen darstellen will. Der kohlen saure Kalk erhält hiernach die Zahl = 50.

Will man die Kreide durch englische Schwefelsäure in Gyps ( $\text{CaO}, \text{SO}_3 + 2 \text{HO}$ ) umwandeln, so hat man zuerst die Zahl für die englische Schwefelsäure zu suchen. In ihr findet man gewöhnlich 1 Aeq. wasserfreie Schwefelsäure mit 1 Aeq. Wasser vereinigt.

Die Bestandtheile der  
Schwefelsäure sind:

1 Aeq. Schwefel = 16

und 3 Aeq. Sauerstoff = 24;

$\text{SO}_3$  hat also die Zahl = 40.

Die Bestandtheile des  
Wassers sind:

1 Aeq. Wasserstoff = 1

und 1 Aeq. Sauerstoff = 8;

$\text{HO}$  hat also die Zahl = 9.

Die englische Schwefelsäure erhält folglich die Zahl = 49. Diese Quantität in Grammen reicht genau hin, um, unter Zuhülfenahme von noch 1 Aeq. Wasser (9 Grm.), die obigen 50 Grm. von kohlen saurem Kalk vollständig in schwefelsauren zu verwandeln. Die Kohlensäure, welche dabei entweicht, beträgt 22 Grm.

Der Gyps verbindet sich immer mit 2 Aeq. Krystallwasser, seine Bestandtheile sind also:

1 Aeq.  $\text{CaO}$  = 28

1 Aeq.  $\text{SO}_3$  = 40

und 2 Aeq.  $\text{HO}$  = 18

Aeq.-Zahl des krystall. Gypses = 86.

Aeq.-Zahl des wasserfreien Gypses = 68.

Ehe man diese Gesetze kannte, konnte man nur durch mühsames Probiren finden, wie viel man von dem einen Körper zu nehmen hatte, um ihn mit einem anderen zu verbinden oder durch ihn einen anderen zu ersetzen; jetzt braucht man nur in den Tabellen der Verbindungs- oder Aequivalentgewichte die betreffenden Zahlen nachzusehen, um im Voraus die anzuwendenden Gewichtsmengen zu erfahren.

**382. Gesetz der multiplen Proportionen.** Viele Elemente haben die Fähigkeit, sich bald mit weniger, bald mit mehr, bald mit noch mehr Sauerstoff, Schwefel, Chlor u. s. w. zu verbinden; es entstehen auf diese Weise die unter 177. beschriebenen Oxyda-



tions-, Schwefelungs- und Chlorstufen. Es könnte auf den ersten Blick scheinen, als läge darin ein Widerspruch mit dem Gesetze: dass sich die Körper immer in festbestimmten Quantitäten mit einander verbinden; der Widerspruch verschwindet aber, wenn man die Sache aufmerksamer betrachtet, denn man wird dann finden, dass es sich nicht um ein beliebiges oder zufälliges Mehr oder Weniger handelt, sondern um ein gleichfalls festbestimmtes und unveränderliches.

Besteigen wir eine Anhöhe, so steht es in unserm Belieben, mehr oder weniger, grössere oder kleinere Schritte zu machen, denn wir können den Fuss auf jeder beliebigen Stelle aufsetzen; steigen wir aber auf einer Treppe oder einer Leiter in die Höhe, so sind wir gezwungen, eine festbestimmte Anzahl von Schritten zu machen, weil wir den Fuss nur an bestimmten Stellen aufsetzen können. Wie in dem letzteren Falle, so verhält es sich auch mit den Körpern, die sich in mehr als einem Verhältnisse mit einem anderen verbinden: es werden von ihnen zwar verschiedene, jederzeit aber doch unveränderliche Mengen aufgenommen. Hierbei hat man gefunden, dass die grösseren Mengen immer genau das  $1\frac{1}{2}$  fache, Doppelte,  $2\frac{1}{2}$  fache, 3 fache oder  $3\frac{1}{2}$  fache von der geringsten Menge betragen, nicht aber etwa das  $1\frac{1}{4}$  fache oder  $1\frac{3}{4}$  fache oder  $1\frac{7}{8}$  fache u. s. w. Das Aufsteigen erfolgt gleichsam nur auf ganzen oder halben Stufen, z. B.:

6 Grm. Kohlenstoff geben mit	8 Grm. Sauerst. Kohlenoxydgas	= CO,
	12 " " Oxalsäure (doppelt)	= C <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ,
	16 " " Kohlensäure	= CO <sub>2</sub> .
14 Grm. Stickstoff geben mit	8 Grm. Sauerst. Stickoxydul	= NO,
	16 " " Stickoxyd	= NO <sub>2</sub> ,
	24 " " salpetrige Säure	= NO <sub>3</sub> ,
	32 " " Untersalpeters.	= NO <sub>4</sub> ,
	40 " " Salpetersäure	= NO <sub>5</sub> .
27,5 Grm. Mangan- metall geben mit	8 Grm. Sauerst. Manganoxydul	= MnO,
	12 " " Manganoxyd (doppelt)	= Mn <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ,
	16 " " Manganüberoxyd	= MnO <sub>2</sub> ,
	24 " " Mangansäure	= MnO <sub>3</sub> ,
	28 " " Uebermangan- säure (doppelt)	= Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub> .



Bei den Kohlenstoffverbindungen ist also das

Verhältniss des Sauerstoffs wie . . . . 1 zu  $1\frac{1}{2}$  zu 2.

Bei den Stickstoffverbindungen ist also das

Verhältniss des Sauerstoffs wie . . . . 1 : 2 : 3 : 4 : 5.

Bei den Manganverbindungen ist also das

Verhältniss des Sauerstoffs wie . . . . 1 :  $1\frac{1}{2}$  : 2 : 3 :  $3\frac{1}{2}$ .

Man sieht, diese Zahlen stehen in einem sehr einfachen Verhältnisse (Proportion) zu einander und die grösseren betragen immer ein Mehrfaches (Multiples) von den kleineren; daher der Name: Gesetz der multiplen Proportionen.

**383. Gesetz der einfachen Gasvolume.** Dieselbe Gesetzmässigkeit, welche bezüglich des Gewichtes bei der Verbindung eines Körpers mit einem anderen stattfindet, nehmen wir auch dann wahr, wenn wir bei der Verbindung von gasförmigen Körpern untersuchen, welche Mengen dem Maasse nach sich chemisch mit einander vereinigen. Die Antwort lautet: Gas- und dampfförmige Körper verbinden sich nach einfachen Raum- oder Volumverhältnissen mit einander. Ferner hat man gefunden, dass die erzeugte Verbindung, sofern sie wiederum gas- oder dampfförmig ist, entweder das Volum ihrer Bestandtheile beibehält oder sich in einfachem Verhältniss zu einem kleineren Volum verdichtet. So werden z. B. erzeugt aus:

1 Vol. Chlor	und 1	Vol. Wasserstoff	2 Vol. Chlorwasserstoff, HCl,
1 " Sauerstoff	" 1	" Stickstoff	2 " Stickstoffoxyd, NO <sub>2</sub> ,
1 " Stickstoff	" $1\frac{1}{2}$	" Sauerstoff	2 " salpetrige Säure, NO <sub>3</sub> ,
1 " Sauerstoff	" 2	" Stickstoff	2 " Stickstoffoxydul, NO,
1 " "	" 2	" Wasserstoff	2 " Wassergas, HO,
1 " Schwefelgas	" 2	" Sauerstoff	2 " schweflige Säure, SO <sub>2</sub> ,
1 " "	" 2	" Wasserstoff	2 " Schwefelwasserstoff, HS,
1 " Stickstoff	" 3	" Wasserstoff	2 " Ammoniak, NH <sub>3</sub> etc.

Wir finden also auch hier dieselbe Gesetzmässigkeit und eine noch weit grössere Einfachheit, als wenn die Körper sich dem Gewichte nach mit einander verbinden. Wäre es möglich, alle Körper in Gase zu verwandeln, so würden wir wahrscheinlich bei allen chemischen Verbindungen ähnliche einfache Maassverhältnisse bemerken. Durch Vergleichung des Gewichts, welches



gleiche Volume der einzelnen Gase, z. B. 1 Liter, besitzen (Volumgewicht), lassen sich aber auch hier die Maassbestimmungen leicht in Gewichtsbestimmungen überführen.

So viel über die durch das Experiment bewiesenen Regelmässigkeiten bei chemischen Verbindungen und Zersetzungen. Ueber die daraus gezogenen mehr theoretischen und hypothetischen Folgerungen wird in Verbindung mit den neueren chemischen Theorien und Ansichten ein kleiner Nachtrag am Schlusse dieser Abtheilung nachfolgen.