



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

**Stöckhardt, Julius Adolph**

**Braunschweig, 1881**

Zweite Gruppe. Erdalkalimetalle

---

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

## 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 diente 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 gestosstenen Zucker pulverig-amorph.

Lithographie. Alle Kalksteine brausen, wenn man eine Säure aufträgt, 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 kohlensaurem 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 kohlensaure Kalk ist ganz unlöslich im Wasser, er ist aber löslich in kohlensäurehaltigem Wasser, indem er in zweifach- oder doppelt-kohlensauren 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 Wässer 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 kohlensaure Kalk setzt sich langsam ab, indem die eingeblasene Kohlensäure langsam verdunstet. Einen andern Theil des harten Wassers kuche man in einem Probigläschen: man sieht die Kohlensäure in Blasen entweichen und der kohlensaure 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 kohlensaure Wasser kohlensauren Kalk, von dem es etwas auflöst, daher enthält fast alles Quellwasser kohlensauren Kalk und erscheint hart.



Fliest 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 röhren von gypshaltigem Wasser her.

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

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

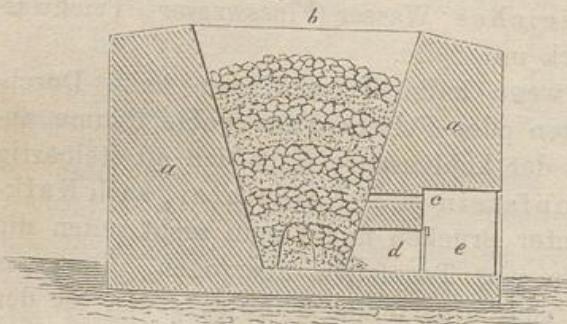
**335. Kalkbrennen. Versuch.** Man lege ein Stückchen Kreide auf Kohle und erhitze es durch die Löthrohrflamme so stark, dass es mehre Minuten lang lebhaft glüht: es wird jetzt viel leichter geworden sein als vorher, nicht mehr abfärben und nicht mehr mit Säuren brausen; es hat durch das Glühen die Kohlensäure 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

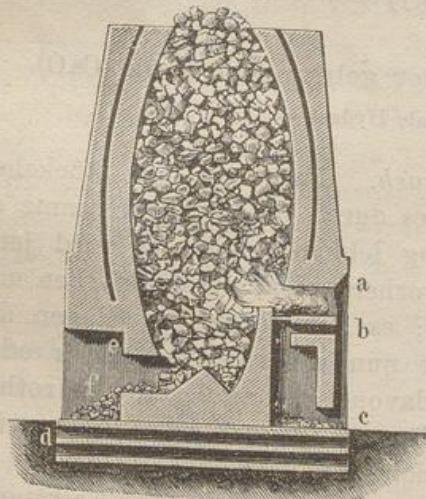
Fig. 131.



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.

Fig. 132.



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 Asche des Brennmaterials verunreinigt werden. Gewöhnlich hat ein Ofen mehre solcher Feuerungen. Bei *f* zieht man den gar gebrannten 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.

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

**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 Haufern zu schichten, weil durch den Kalk eine viel schnellere Verwesung der Pflanzenteile zu Dünger bewirkt wird. Ganz falsch dagegen ist es, den schon verwesten 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 daselbe 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 gelöschem 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 Weingeist 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. Luftpörtel.** Einzelne Holzstückchen 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: Luftpörtel. 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 glimmrigem 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, kohensaurem 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., Grummel 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 wohltätige 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 neutralisiert 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.

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

**340.** Der Aetzkalk ist ein Metalloxyd, er besteht aus einem eigenthümlichen Metall, Calcium, und Sauerstoff, und wird daher mit 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 vermittelst 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 Wasserstoffentwickelung zersetzt und sich dabei in Kalkhydrat umwandelt. In der Glühhitze schmilzt es und verbrennt dann unter starker Lichtentwickelung zu Calciumoxyd, ähnlich wie das Magnesium (355).

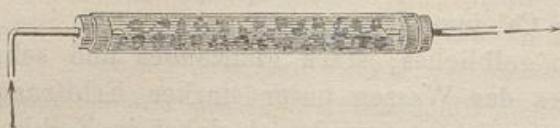
#### Chlorcalcium ( $\text{CaCl}$ ).

**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 Glasrörchen 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 latenter 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 Körke 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 Chlorkalcks ausmacht, ist bei diesem angegeben.

#### Fluorecalcium ( $\text{CaF}_3$ ).

**342.** Diese Verbindung kommt unter dem Namen Flusspath, oft in schönen, theils farblosen, theils blauen, gelben oder andersfarbigen Würfeln krystallisiert, als ein verbreitetes Mineral in der Natur vor. Die künstlich erzeugte stellt ein weisses unlösliches Pulver dar. Der Flusspath 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 Flussäure (249).

#### Schwefelsaurer Kalk oder Gyps ( $\text{CaO}, \text{SO}_3 + 2 \text{H}_2\text{O}$ ).

**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 Gegen- den, z. B. bei Jena, ganze Bergzüge. Ist er in Tafeln krystallisiert 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 Steinsalzlagern, 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);

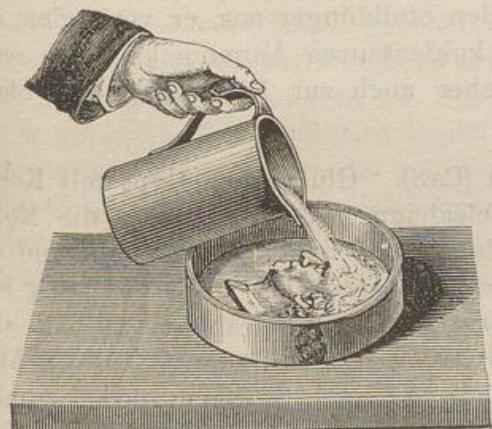
b. mit Oxalsäurelösung: die starke Trübung von oxalsaurem Kalk zeigt die Gegenwart von Kalk an (261);

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° 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° 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, röhre 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 Gypsfürger 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° 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. Nächstdem 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 (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 C werden CaS und 4 CO. Das Schwefelcalcium verhält sich wie die Schwefelleber, es entwickelt mit verdünnten Säuren Schwefelwasserstoffgas (280). Dasselbe ist auch in den Kalkrückständen von der Sodaerleitung (304), in dem Gaskalk der Leuchtgasfa-

briken, wie in der frischen Asche der meisten Braunkohlen- und Torfsorten enthalten, und verursacht deren beizende Wirkung auf die Pflanzen, die man damit überstreut. Bei längerem Liegen an feuchter Luft zieht es stetig Sauerstoff an und geht zuerst in unterschwefligsäuren, dann in schwefligsäuren, schliesslich in schwefelsäuren 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 Koproolithen oder Düngesteine, erdig den Osteolith, endlich die Hauptmasse der verschiedenen, unter der Firma phosphorreicher Guano in den Handel gebrachten, als Exrementenasche 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,  $\text{CaO} \left\{ \begin{array}{l} \text{HO} \\ \text{HO} \end{array} \right\} \text{PO}_5$ , 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-phosphorsaurer 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 ( $\text{CaO}, \text{NO}_5$ ).

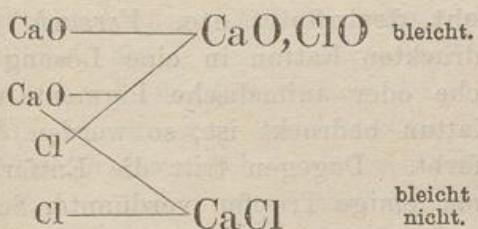
**348.** Dieses zerfliessliche Salz bildet sich immer, wenn stickstoffhaltige Substanzen und Kalk längere Zeit zusammen in Beührung bleiben, z. B. bei der Salpeterbildung (285). Sehr oft erzeugt sich dieses Salz in dem Kalkputze der Mauern an Orten, wo urinöse Flüssigkeiten oder ammoniakalische Dämpfe 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 Sauerstoff los und wird zu



Calcium, welches, als ein einfacher Körper, sich mit Chlor verbindet; der aus dem Kalk freigesetzte Sauerstoff verbindet sich mit dem übrigen Chlor zu unterchloriger Säure ( $\text{ClO}$ ), 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 krümliches 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 Pflanzenfaser 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, krümlichen 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, schwerlösdl.
Schwefelcalcium.	Basisch phosphors. Kalk, unlöslich.
Chlorcalcium, leichtlöslich.	Saurer " " leichtlösdl.
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).

(Schwererdemetall. — Strontianerdemetall.)

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

— Baryerde 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 ( $BaO$ ), gewöhnlich Baryt, Aetzbaryt oder Baryterde genannt, und Strontiumoxyd ( $SrO$ ), 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 ( $BaO_2$ ) giebt die Hälfte seines Sauerstoffs leicht ab und dient zur Darstellung des Wasserstoffsuperoxydes (94).

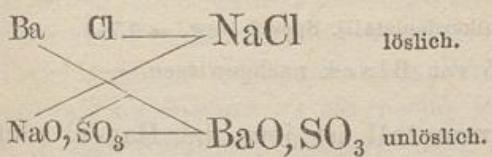
Beide Oxyde kommen in der Natur nur spärlich vor und zwar meistens mit Schwefelsäure, seltener mit Kohlensäure verbunden. Um sie oder ihre Salze aus dem schwefelsauren Baryt und schwefelsauren Strontian darzustellen, muss man denselben Umweg einschlagen, der bei der Sodabereitung befolgt wurde; man reducirt 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 ( $BaCl$ ), sonst salzsaurer Baryterde genannt, ist das bekannteste lösliche Barytsalz. Es krystallisiert 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 ( $BaO, NO_5$ ) dient auch zur Bereitung des reinen Baryts, da er in der Glühhitze seine Salpetersäure abgibt; in der Feuerwerkerei benutzt man ihn und den chlorsauren Baryt zur Erzeugung von Grünfeuer.

Schwefelsaurer Baryt ( $BaO, SO_3$ ). 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 krystallisiert, 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 purpur-roth 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,  $6\frac{1}{2}$  Thln. Schwefelblumen, 5 Thln. chlorsaurem Kali und 2 Thln. Schwefel-antimon (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.

**Magnesium (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, leiches Magnesiumoxyd. Man benutzt dieses Licht bereits zur Beleuchtung dunkler Räume behufs photographischer Aufnahmen.

**Magnesiumoxyd (Mg O).**

(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 ( $MgO \cdot H_2O$ ).

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



säure (Chlor) verbunden in den Steinsalzlagern, 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 Kalzung 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 salzaure 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 erheilt 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  
(MgO, SO<sub>3</sub> + 7 H<sub>2</sub>O).**

**358. Versuch.** Ein Bruchstück von Serpentinstein wird in Papier eingewickelt, mit einem Hammer zerklöpfzt 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 röhrt 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 umkristallisiert. 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 Serpentinstein ist diese Basis mit Kiesel säure 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.

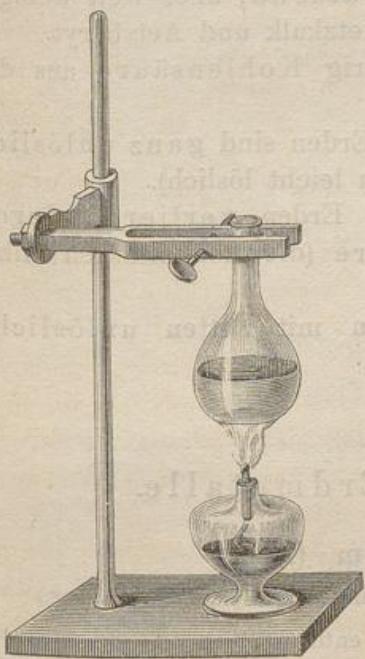
Das Bittersalz ist eins der bekanntesten Abführmittel und wird in der Heilkunde vielfach angewendet. Gewöhnlich erhalten wir es im Handel nicht in ganzen Krystallen, sondern in der Form von kleinen Salznadeln. Diese entstehen dadurch, dass man die Auflösung davon stärker als bis zur Krystallhaut eindampft und während des Erkaltens umröhrt; 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 Steinsalz Lager, theils rein (Kieserit), theils mit Kalisalzen u. a. gemengt (Polyhalit, Kainit). Die aus diesen dargestellte, schön kry stallisirende 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

Fig. 135.



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

Magnesia ( $MgO, CO_2$ ) 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 kohlensaures Wasser verhält sich die kohlensaure Magnesia wie der kohlensaure 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 kohlensauren alkalischen Erden sind ganz unlöslich im Wasser (die kohlensauren Alkalien leicht löslich).
- 7) Die kohlensauren alkalischen Erden verlieren durch starkes Glühen ihre Kohlensäure (die kohlensauren Alkalien nicht).
- 8) Die alkalischen Erden geben mit Fetten unlösliche Seifen (die Alkalien lösliche).

### Dritte Gruppe: Erdmetalle.

#### Aluminium (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)

