

Chlorplatin-Kalium. Beide unterscheiden sich jedoch dadurch, dass das Chlorplatin-Ammon beim Glühen, neben Chlor, Salmiak ausgiebt und reines schwammiges Platin hinterlässt, aus welchem Wasser Nichts mehr auszieht.

Am deutlichsten geben sich die Ammonsalze durch ihr Verhalten gegen Kali- oder Natronlauge zu erkennen, welche daraus schon bei gewöhnlicher Temperatur Ammoniak frei machen, erkennbar am Geruch, wie an den weissen Nebeln, welche an einem mit Salzsäure befeuchteten Glasstabe oberhalb der zu prüfenden Flüssigkeit sich zeigen, sobald freies Ammoniak darin vorhanden ist. — Die Ammonsalze, mit Ausnahme des kohlensauren Ammons, erzeugen mit Salzsäure diese Nebel nicht.

Erdalkalimetalle.

Die vier Erdalkalimetalle: Calcium, Barium, Strontium, Magnesium unterscheiden sich von den Alkalimetallen durch ihre geringere Affinität zum Sauerstoff, ferner dadurch, dass ihre Oxyde resp. Oxyhydrate in Wasser weit weniger löslich sind, als die der Alkalimetalle, dass dieselben an der Luft nicht zerfliessen, noch auch feucht werden, sich erdig anfühlen — wie man sagt, erdige Beschaffenheit haben — und dass ihre kohlensauren Salze in Wasser unlöslich sind.

Das bei Weitem wichtigste dieser Metalle bezüglich seiner Verbindungen ist das

Calcium.

(Chemisches Zeichen: Ca. — Atomgewicht: 40.)

Neben dem Sauerstoff, Silicium und Aluminium gehört das Calcium zu den in der Natur verbreitetsten Elementen. Es findet sich nie in metallischem Zustande, hauptsächlich in Ver-

bindung mit Sauerstoff, aber auch nie als Calciumoxyd, sondern als Calciumoxydsalze, sodann in Verbindung mit Fluor als Fluorcalcium und in verschiedenen Mineralwässern, wie im Meerwasser als Chlorcalcium.

Die verbreitetste Sauerstoffverbindung des Calciums ist der in sehr verschiedenen Formen auftretende kohlen saure Kalk (s. d.), dann folgt der unter dem Namen Gyps bekannte schwefelsaure Kalk, ferner der phosphorsaure Kalk und der einen Bestandtheil vieler Doppelsilikate ausmachende kieselsaure Kalk.

Das Metall Calcium hat an und für sich, zumal es schwer rein darzustellen ist, untergeordnetes Interesse. Man bereitet es aus Jodcalcium durch Erhitzen mit Natrium in einem eisernen Tiegel mit gut schliessendem Deckel, oder auch durch Zusammenschmelzen von 3 Thln. Chlorcalcium, 4 Thln. Zink und 1 Thle. Natrium in einem hessischen Tiegel bei Rothgluth. Man gewinnt so einen Regulus, der aus einer Legirung von Zink und Calcium besteht, und von letzterem Metalle bis zu 16 Procent enthält. Derselbe wird in einem aus Gaskohle gefertigten Tiegel, welcher in einem grösseren hessischen Tiegel steht, bei starker Glühhitze so lange erhitzt, bis alles Zink vergast ist. Das Calcium, von dem sich mit dem Zink nur wenig verflüchtigt, bleibt als Regulus zurück. — Am reinsten gewinnt man das Calcium durch Electrolyse von geschmolzenem Chlorcalcium.

Dasselbe ist ein messinggelbes, stark glänzendes Metall mit hakigem, etwas ins Körnige gehendem Bruch. Es hat die Härte des Kalkspaths, 1.6 specif. Gewicht, ist sehr ductil, aber in gehämmerten Stücken spröde, bedeckt sich an feuchter Luft mit einer grauen Oxydschicht und wird dabei allmählig ganz in Kalkhydrat verwandelt, zersetzt das Wasser schon bei gewöhnlicher Temperatur, aber ohne dass sich der entbundene Wasserstoff entzündet. — An der Luft bis zum Rothglühen erhitzt, verbrennt es unter Funkensprühen mit gelbem Lichte. Auch im Chlorgas verbrennt es. — Verdünnte Salpetersäure löst es unter so bedeutender Wärmeentwicklung, dass Entzündung erfolgt; von concentrirter Salpetersäure dagegen wird es bei gewöhnlicher Temperatur nicht angegriffen; es behält darin seine blanke Oberfläche.

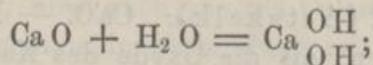
Das Calcium fungirt in fast allen Verbindungen als zweiwerthiges Element, nur im Calciumsuperoxyd ist es vierwerthig.

Calciumoxyd (Aetzkalk): CaO . — Dieses Oxyd ist viel leichter zu gewinnen, als die Oxyde des Kaliums und Natriums. Es genügt, das kohlen saure Salz unter Luftzutritt stark zu glühen, um alle Kohlensäure auszutreiben, und im Rückstande Calciumoxyd zu behalten. Dasselbe ist mehr oder weniger rein, je nach den zu seiner Darstellung benutzten Materialien; ein chemisch reines Product giebt der krystallisirte Kalkspath, insbesondere der isländische Doppelspath, sehr reinen Aetzkalk liefert auch der weisse Marmor.

Es verdient Beachtung, dass der kohlen saure Kalk durch Glühen seine Kohlensäure nur dann verliert, wenn ein zweites Gas vorhanden ist, worin die Kohlensäure abdunsten kann. In einer Atmosphäre von Kohlensäure bleibt er, selbst in den höchsten Temperaturen, unverändert. Marmor oder Doppelspath in einem bedeckten Platintiegel zum Glühen gebracht, werden nur unvollständig zersetzt, weil die zu zersetzende Substanz immer von einer Atmosphäre von Kohlensäure umgeben ist. Vollständige Zerlegung des kohlen sauren Kalks im gut bedeckten Tiegel lässt sich indessen leicht dadurch bewirken, dass man auf den Boden desselben ein Stück Kohle legt. Die glühende Kohle zersetzt die Kohlensäure zu Kohlenoxyd, welches, da zwei heterogene Gase sich gegen einander verhalten wie gegen einen luftleeren Raum, die Kohlensäure aus dem Tiegel fortführt und auf diese Weise mitwirkt, dass die Kohlensäure aus dem Kalk bis auf die letzte Spur ausgetrieben wird.

Das Calciumoxyd, der sogenannte gebrannte Kalk, ist eine weisse, amorphe Masse, welche meist noch die Gestalt des zu seiner Darstellung verwendeten kohlen sauren Kalks hat; es ist selbst im Knallgasgebläse unschmelzbar, ertheilt aber der Gebläseflamme intensive Leuchtkraft. Beim Liegen an der Luft nimmt es daraus Kohlensäure und Wasser auf und zerfällt zu einer lockeren trocknen Masse, den sogenannten zerfallenen Kalk, welcher beim Uebergiessen mit Salzsäure aufbraust durch entweichende Kohlensäure.

Wird das Calciumoxyd mit Wasser begossen, so saugt es, als ausserordentlich poröse Masse, dasselbe zunächst mechanisch, gleich einem Schwamme, in grosser Menge auf. Nach kurzer Zeit tritt chemische Reaction ein, nämlich Vereinigung des Calciumoxyds mit Wasser zu Calciumoxydhydrat:



dieselbe ist von so starker Wärmeentwicklung begleitet, dass ein Theil des aufgesogenen Wassers als Wassergas sich verflüchtigt. Das Stück Aetzkalk bläht sich während dem stark auf, vergrössert sein Volum beträchtlich, und ist schliesslich in ein schneeweisses lockeres, weich anzuführendes, trockenes Pulver verwandelt, das

Calciumoxydhydrat: $\text{Ca} \begin{array}{c} \text{OH} \\ \text{OH} \end{array}$, Kalkhydrat, gelöschter

Kalk. Dasselbe ist in Wasser wenig löslich, 1 Thl. bedarf gegen 700 Thle. Wasser von gewöhnlicher Temperatur, und noch mehr von heissem Wasser, weshalb eine kalt gesättigte wässrige Lösung sich durch Kochen trübt von krystallinisch sich ausscheidendem Calciumoxydhydrat, und sich nach dem Erkalten wieder klärt. Dieselbe reagirt alkalisch.

Gelöschter Kalk, mit wenig Wasser angerührt, erzeugt eine weisse teigige Masse, den Kalkbrei, mit mehr Wasser verrührt, eine weisse Milch, die Kalkmilch, d. i. Kalkwasser mit darin suspendirtem Kalkhydrat. Beim Filtriren bleibt letzteres auf dem Filter zurück, und alkalisch reagirendes Kalkwasser läuft klar durch. Dasselbe muss in gut verschlossenen Gefässen aufbewahrt werden, weil es aus der Luft Kohlensäure aufnimmt und sich damit milchig trübt durch sich unlöslich ausscheidenden kohlen-sauren Kalk. — Diese Eigenschaft macht das Kalkwasser geeignet zur Nachweisung selbst keiner Mengen Kohlensäure in anderen Gasen, z. B. im Leuchtgas.

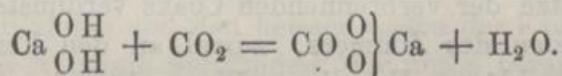
Noch leichter, als der kohlen-saure Kalk durch Glühen die Kohlensäure ausgiebt, verliert durch Erhitzen das Kalkhydrat sein Wasser. In beiden Fällen resultirt Calciumoxyd.

Das Calciumoxyd findet mannigfache und höchst wichtige technische Verwendungen, hauptsächlich zur Bereitung von Mörtel. Zu eben diesem Zwecke seit Jahrtausenden benutzt, darf man es wohl als dasjenige chemische Präparat ansprechen, dessen Darstellung länger bekannt ist, als die irgend einer anderen chemischen Verbindung. Es wäre interessant zu wissen, wie man zuerst gelernt hat, dass der kohlen-saure Kalk durch Glühen in eine neue Substanz verwandelt wird, und dass dieser gebrannte Kalk mit Wasser einen Brei giebt, welcher an der Luft allmählig fest wird, und welcher, zwischen Steine gebracht, dieselben zusammenkittet.

Diese Fragen entziehen sich jedoch der Erforschung, da die Bereitung von Mörtel aus gebranntem Kalk schon in vorhistorischen Zeiten bekannt gewesen ist.

Der Mörtel (Luftmörtel) wird auf die Weise bereitet, dass man Kalkhydrat (gelöschten Kalk) mit Quarzsand zu einem Brei anrührt. Dieser Brei wird von dem Maurer zwischen die Steine gestrichen, welche dadurch verkittet werden sollen. Die Erhärtung des Mörtels geschieht langsam, setzt sich Jahre, bei dicken Mauern Jahrzehnte lang fort und wird um so vollständiger, je länger das Gemäuer steht. Aber der Mörtel erhärtet nicht nur an und für sich, sondern legt sich dabei zugleich an das Gestein, dessen Zwischenlage er abgibt, so fest an, dass beim Zertrümmern alten Gemäuers durch einen Schlag nicht die Mörtelmasse von den damit verkitteten Steinen abspringt, sondern dass gewöhnlich die Steine selbst zersplittern. Das zeigen am besten die Mauerwerke, welche die Natur vor Millionen von Jahren in der Nagelflue aufgebaut hat, der Gebirgsmasse, woraus der Rigi und andere Berge bestehen. Diese Nagelflue ist nichts anderes, als mit Kalkmörtel verkittetes grösseres und kleineres Trümmergestein der verschiedensten Art. Wird durch wuchtigen Schlag des Hammers ein Stück Nagelflue zertrümmert, so sieht man selten den Mörtel von den Steinen, die er verbindet, sich ablösen, in der Regel bleiben beide fest verbunden, aber die verkitteten Steine gehen in Stücke.

Das Erhärten des Mörtels bewirkt die Kohlensäure der Luft, welche mit dem Kalkhydrat sich unter Austreibung von Wasser zu kohlensaurem Kalk vereinigt:



Der bei der Mörtelbereitung dem Kalkhydrat untermengte Sand hat den Zweck, die erhärtende Masse porös zu machen und der Kohlensäure der Luft bis tief in das Innere des Gemäuers hinein Eingang zu verschaffen, zugleich aber auch den, das Haften des Mörtels an den oft glatten Steinen zu vermitteln. — Dass alte Mauerwerke, z. B. die aus der Römerzeit, auch aus dem Mittelalter, viel grössere Festigkeit haben, als die unserer Neubauten, rührt nicht etwa daher, dass man früher einen besseren Mörtel als gegenwärtig zu bereiten verstanden hätte, sondern ist natür-

liche Folge der längeren Dauer der Einwirkung der Kohlensäure. Selbstverständlich kann ein Mörtel, der noch unverändertes Kalkhydrat enthält, was bei Mauerwerken der Fall ist, die erst wenige Jahre stehen, nicht so erhärtet sein, wie derjenige, in welchen während Jahrhunderte bis ins Innere hinein die Kohlensäure eingedrungen ist und alles Kalkhydrat in kohlensauren Kalk umgewandelt hat.

Man hält das Wohnen und insbesondere das Schlafen in den Zimmern eines neugebauten Hauses für ungesund, weil die Wände viel Feuchtigkeit aushauchen und die eingeschlossene Luft mit Wasserdampf sättigen. Dasjenige Wasser, welches dem Mörtel, um ihm breiige Consistenz zu geben, mechanisch beigemischt wird, ist aus den porösen Wänden sehr bald verdunstet. Dass dennoch die Wände lange feucht bleiben, rührt von dem Wasser her, welches ununterbrochen aus dem Kalkhydrat des Mörtels durch die eindringende Kohlensäure chemisch frei gemacht wird.

Man kann diesen Process und das Austrocknen der Wände dadurch beschleunigen, dass man in die geschlossenen Räume auf einem in der Mitte aufgeschichteten Sandhaufen einen Ofen mit glühenden Coaks stellt und die Verbrennung derselben je nach der Grösse der Zimmer ein bis zwei Tage unterhält. Es sind hier die Kohlensäure und die Wärme, welche, sich gegenseitig unterstützend, das rasche Austrocknen bewirken. Die durch das Verbrennen der Coaks in Menge sich entwickelnde und den Raum erfüllende Kohlensäure macht beim Eindringen in die Wände durch Zersetzung des Kalkhydrats im Mörtel Wasser frei, welches sodann durch die Hitze der verbrennenden Coaks verdunstet und an den kälteren Theilen des Zimmers, zumal an den Fenstern sich in Menge niederschlägt. Um diesen Wasserdampf zu entfernen, ist es geboten, von Zeit zu Zeit Fenster und Thüren zu öffnen und Luftzug zu erzeugen, was rasch und mit angehaltenem Athem geschehen muss, damit man nicht durch die das Zimmer erfüllende Kohlensäure asphyxirt wird. — Man trocknet auf diese Weise die Wände neuer Gebäude mit Leichtigkeit in eben so viel Stunden aus, wie sonst Wochen, ja Monate dazu erforderlich sind.

Die Darstellung der grossen Mengen von Aetzkalk, welche zur Mörtelbereitung verwendet werden, geschieht in zu diesem Zwecke besonders construirten Oefen, den Kalköfen. Solche sind

in Fig. 43 und Fig. 44 abgebildet. Beide Oefen haben eiförmige Gestalt und sind aus feuerfesten Steinen aufgemauert. In dem

Fig. 43.

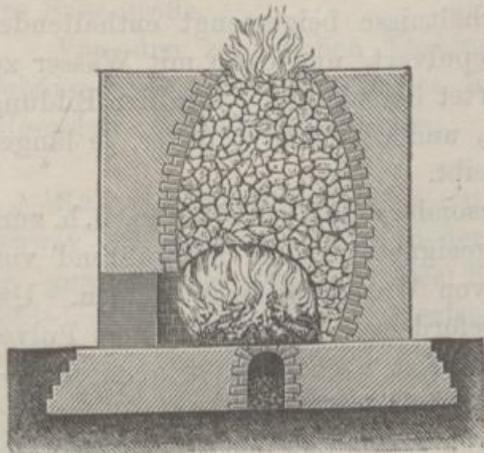
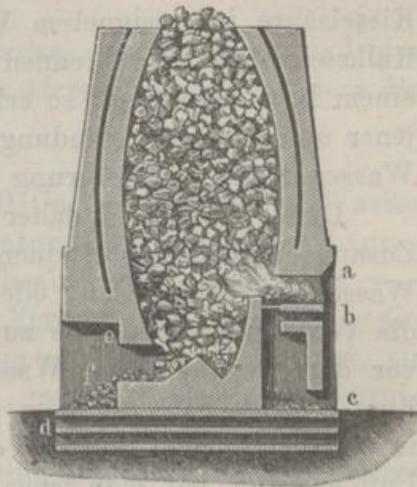


Fig. 44.



Ofen (Fig. 43) sind unten grössere Stücke Kalksteine zu einem Gewölbe zusammengelegt, welches die übrigen Kalksteinstücke trägt, mit denen dann der übrige Raum bis oben hin gefüllt wird, die aber hinreichend genug freie Zwischenräume haben, um den Feuerungsgasen Durchgang zu geben. Unter dem Gewölbe ist der Feuerraum, in welchem Holz oder Kohlen in hinreichender Menge und so lange verbrannt werden, bis die erzeugte Hitze den ganzen kohlen-sauren Kalk in Aetzkalk verwandelt hat, der nach dem Erkalten herausgenommen wird. — Der andere Ofen (Fig. 44) ist so construirt, dass der kohlen-saure Kalk im unteren Theile da, wo er von der Flamme und den heissen Gasen der Feuerung getroffen wird, sich in Aetzkalk verwandelt, der unten herausgezogen wird, während man oben neuen Kalkstein auffüllt, so dass bei gehöriger Zufuhr von Brennmaterial der Process sich continuirlich fortsetzt.

Es giebt Kalksteine, welche neben dem kohlen-sauren Kalk noch andere Verbindungen, kohlen-saure Magnesia, Kieselsäure, Thon, oft in beträchtlicher Menge, enthalten. Werden solche, zumal Thon (kieselsaure Thonerde) enthaltende Kalksteine gebrannt, so gewinnt man ein Product, welches sich mit Wasser nur wenig erhitzt und zur Bereitung von Luftmörtel ungeeignet ist. Der Aetzkalk wirkt nämlich auf die Bestandtheile des Thons in der Weise zersetzend, dass beim Uebergiessen mit Wasser neben

wenig Kalkhydrat Verbindungen des Calciumoxyds mit Thonerde und mit Kieselsäure entstehen. Diese Verbindungen sind in Wasser unlöslich und erzeugen in Berührung mit Wasser eine feste, harte Masse. Wird ein solcher, kieselsaure Thonerde oder auch Kieselsäure in geeignetem Verhältnisse beigemengt enthaltender Kalkstein nach dem Brennen gepulvert, und dann mit Wasser zu einem Brei angerührt, so erhärtet derselbe in Folge der Bildung jener unlöslichen Verbindungen, und wird um so fester, je länger Wasser damit in Berührung bleibt.

Dieses Product ist daher besonders zu Wasserbauten, d. h. zum Zusammenfügen von Steinen geeignet, welche fortwährend von Wasser bespült werden, oder von Wasser bedeckt bleiben. Um die Verkittung der Steine zu befördern, wird auch jenem Pulver vor dem Anrühren mit Wasser meist noch Sand beigemischt. — Zum Unterschiede von dem gewöhnlichen Luftmörtel, welcher in Wasser erweicht und erst durch Aufnahme der Kohlensäure der Luft erhärtet, hat man jenes, mit Wasser erhärtende, pulverige Gemisch Wassermörtel, hydraulischen Kalk, Cement, genannt.

Der Wassermörtel wird aus mancherlei Material und von verschiedener Güte, bald schnell, bald langsam mit Wasser erhärtend, gewonnen; er lässt sich auch künstlich herstellen durch Mischen von gepulvertem reinem Aetzkalk mit löslicher Kieselsäure oder mit einem Thonerdesilicat, welches die Eigenschaft hat, sich mit Salzsäure unter Ausscheidung von Kieselsäurehydrat zu zersetzen. Auf ein solches Silikat wirkt auch der Aetzkalk beim Anrühren mit Wasser zersetzend.

Der Aetzkalk, resp. das Kalkhydrat, findet ausserdem noch zahlreiche andere technische Verwendungen, so zur Darstellung des Ammoniaks aus Salmiak, der Alkalilaugen aus den kohlen-sauren Alkalien, zur Bereitung des Chlorkalks, zum Verseifen der Fette, beim Gerben zur Enthaarung der Häute, in den Gasfabriken zum Reinigen des Leuchtgases u. a. m.

Neben dem Calciumoxyd existirt noch eine zweite Sauerstoff-Verbindung des Calciums, das

Calciumsuperoxyd: CaO_2 , welches sich aber nicht, wie das analog zusammengesetzte Bariumsuperoxyd, durch Erhitzen von Calciumoxyd im Sauerstoffgase gewinnen lässt. Man erhält

es durch Zusatz einer Lösung von Wasserstoffsperoxyd zu Kalkwasser; es fällt hierbei in krystallinischen Blättchen nieder. Dasselbe ist wenig beständig, verliert in der Wärme die Hälfte seines Sauerstoffs.

Von den zahlreichen Verbindungen des Calciums und des Calciumoxyds, den sogenannten Kalksalzen, haben besonders die folgenden chemisches Interesse:

Schwefelsaurer Kalk: $\text{SO}_2\text{O}_2\text{Ca}$. — Dieses in Wasser schwer lösliche Salz kommt in der Natur in oft mächtigen Lagern als gewöhnlicher Begleiter des Kochsalzes vor, und führt verschiedene Namen. Die wasserfreie Verbindung von obiger Zusammensetzung ist von den Mineralogen Anhydrid genannt, sie findet sich krystallisirt (rhombisch), meist krystallinisch körnig oder faserig.

Am verbreitetsten ist die Verbindung des schwefelsauren Kalks mit 2 Mol. Wasser: $\text{SO}_2\text{O}_2\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O}$, welche verschiedene Namen führt, gewöhnlich Gyps genannt wird. Als dichte, meist graue, krystallinische Masse heisst die Verbindung Gypsstein; der körnig krystallinische Gyps, dem weissen Marmor ähnlich, ist unter dem Namen Alabaster bekannt. Gypsspath heisst der krystallisirte Gyps; die gewöhnliche Krystallform ist ein sechseitiges Prisma mit zwei, einander gegenüberliegenden, breiten Seitenflächen. Häufig kommen Zwillingbildungen vor, sogenannte Schwalbenschwänze. In dünnen Blättchen spaltbarer Gyps heisst Marienglas, eine faserige Varietät: Fasergyps. — Künstlich ist der Gyps leicht zu bereiten durch Vermischen der wässrigen Lösung eines Kalksalzes mit verdünnter Schwefelsäure oder einem schwefelsauren Salze, wobei er krystallinisch niederfällt.

Der krystallisirte Gyps ist so weich, dass man ihn mit dem Nagel ritzen kann. Er ist, wie schon erwähnt, in Wasser, und zwar in heissem wie in kaltem, wenig löslich, 1 Theil bedarf beinahe 500 Thle. Wasser. Die Löslichkeit wird durch Beimischung von Kochsalz beträchtlich erhöht, so dass 1 Theil Gyps von gesättigter Kochsalzlösung nur 122 Thle. zur Auflösung nöthig hat.

Die zwei Molecüle Wasser, welche der Gyps enthält, sind darin lose gebunden. Er verliert davon den weitaus grössten Theil schon durch Erhitzen bis auf 120° , die letzten Antheile aber erst über 200° . — Der bei einer 120° nicht sehr übersteigen-

den Temperatur entwässerte Gyps (gebrannter Gyps) hat die Eigenschaft, beim Anrühren mit Wasser den grössten Theil des verlorenen Wassers wieder aufzunehmen und damit ähnlich dem Wassermörtel zu erhärten, freilich ohne wie dieser, unter Wasser seine Festigkeit zu bewahren.

Jene Eigenschaft verschafft dem gebrannten Gypse eine mannigfache Verwendung, zunächst als Luftmörtel. Der in den Gypsöfen, deren Temperatur die von 120° nicht weit überschreiten darf, gebrannte Gyps wird zu einem feinen Mehl, Gypsmehl, gepulvert, mit Wasser zu einem Brei angerührt und als solcher zwischen die Steine gebracht, welche damit zusammengekittet werden sollen. Da die Erhärtung des Breis (unter Wärmeentwicklung) ziemlich rasch erfolgt, so muss dieser Gypsmörtel jedesmal kurz vor dem Gebrauch frisch bereitet werden, was seine allgemeinere Verwendung zu diesem Zwecke erschwert. Der erhärtende Gypsbrei gewinnt bedeutend an Festigkeit durch Beimengung von Eisenfeile, welcher Mischung sich bekanntlich die Schlosser zum Eingypsen von Eisentheilen in Gemäuer bedienen.

Es ist bemerkenswerth und den Gypsbrennern sehr wohl bekannt, dass der Gyps, wenn er weit über 120° hinaus erhitzt oder gar geglüht wird, die Eigenschaft verliert, mit Wasser zu erhärten; man sagt, der Gyps ist todt gebrannt. Er nimmt dann nur langsam Wasser wieder auf, ohne zu erhärten. Auch dem natürlichen wasserfreien schwefelsauren Kalk, dem Anhydrid, geht diese Fähigkeit ab.

Da der Gypsbrei den Gegenständen und Flächen, auf welche er aufgetragen wird, sich genau anschmiegt, so ist derselbe in vorzüglichem Grade geeignet zum Abformen verschiedener Dinge, z. B. von Münzen und Medaillen, Büsten, Statuetten und dergleichen, auch zur Herstellung der Stereotypen. Zu letzterem Zwecke wird der abzuformende Letternsatz mit einem Rahmen umgeben, dieser mit Gypsbrei ausgefüllt und, wenn derselbe erhärtet ist, abgehoben. Die so erzeugte Gypsmatrize, durch Trocknen vom Wasser befreit, wird innerhalb eines Rahmens mit einer leicht schmelzbaren Metallegirung bedeckt, welche nach dem Erkalten eine genaue Copie von dem ursprünglichen Letternsatze giebt und in gleichem Grade wie dieser, zum Drucken geeignet ist. — Neuerdings benutzt man zur Herstellung der Stereotypen mit Vortheil dünnes Papier, welches, angefeuchtet, auf den abzu-

formenden Letternsatz fest angedrückt wird und, nachdem so mehrere Lagen Papier auf einander geschichtet, nachher mit dem Satz durch Erhitzen scharf getrocknet sind, eine Matrize liefert, welche die Temperatur der leicht schmelzbaren Metallegirung so wohl verträgt, dass davon nicht, wie mit der Gypsmatrize, bloss ein, sondern mehrere Abgüsse nach einander gefertigt werden können. Diese Papierabdrücke haben vor den mit Gyps erzeugten noch den Vorzug, dass sie viel weniger Raum einnehmen, viel leichter und nicht so leicht zerbrechlich sind.

Wird der gebrannte, fein gemahlene Gyps statt mit Wasser, mit Leimlösung zu einem Brei angerührt, so erhärtet er zwar langsamer, als der gewöhnliche Gypsbrei, erzeugt aber eine sehr feste und politurfähige Masse, Stuck genannt, welche, polirt, dem Marmor gleicht, zumal wenn man dem Leimbrei gefärbte Metall-oxyde in der Weise beimengt, dass die erhärtete Masse davon geadert, marmorirt erscheint. Man formt aus diesem Stuck polirte Platten und Tafeln, welche im Ansehen den Marmortafeln täuschend ähnlich sind. Derselbe Stuck dient zum Decoriren der Wände und Zimmerdecken, wie noch zu manchen andern Zwecken.

Der gebrannte Gyps findet endlich noch Anwendung in der Medicin und in der Landwirthschaft. Der Chirurg benutzt denselben zur Herstellung von Gypsverbänden, welche den Zweck haben, den davon umschlossenen Gliedern feste Lage zu geben, sie unbeweglich zu machen. Der Landwirth verwendet ihn als Düngemittel, weniger, um kalkarmen Boden eine Kalkverbindung darzubieten, als um den damit überstreuten Pflanzen, insbesondere dem Klee, aus der Luft Ammoniak zuzuführen. Es hat nämlich der gebrannte Gyps, — nicht der natürliche Gyps, noch das Anhydrid — die Eigenschaft, wie Wasser, so auch Ammoniak chemisch zu binden und beim Liegen an der Luft aus dieser aufzunehmen, um dasselbe hernach auf die damit in Berührung befindlichen Pflanzen zu übertragen.

Salpetersaurer Kalk: $\left. \begin{array}{l} \text{NO}_2\text{O} \\ \text{NO}_2\text{O} \end{array} \right\} \text{Ca} + 4\text{H}_2\text{O}$, durch Neutralisiren der Salpetersäure mit kohlensaurem Kalk erhalten, krystallisirt aus wässriger Lösung nach dem Eindampfen; ist sehr leicht löslich in Wasser, wird auch von Alkohol gelöst. Das durch Erhitzen von Krystallwasser befreite Salz bildet eine weisse, an der Luft zerfliessliche Masse. — Salpetersaurer Kalk entsteht

leicht da, wo poröse, Kalkmörtel enthaltende Wände den Ausdünstungen von Ammoniak ausgesetzt sind; dieses wird unter der prädisponirenden Wirkung des Kalks innerhalb des porösen Gesteins vom Sauerstoff der Luft zu Salpetersäure oxydirt.

Da, wo reichliche Ausdünstungen von Ammoniak statthaben, z. B. in Schaaf- und Pferdeställen, wird die Menge des in den Wänden dieser Stallungen nach und nach sich bildenden Kalksalpeters oft so beträchtlich, dass derselbe bei trockner Luft auswittert (Mauersalpeter), und in Folge seiner Eigenschaft, an feuchter Luft zu zerfliessen, Ursache ist, dass die Mauern feucht werden. — Auch der menschliche Körper haucht Ammoniak aus, welches von den Wandungen der Wohnräume absorbiert wird und darin zur Bildung von salpetersaurem Kalk Veranlassung giebt. Daher kommt es, dass der Schutt alten Gemäuers, mit Wasser ausgelaugt, an dieses nicht unbeträchtliche Mengen von salpetersaurem Kalk abgiebt. Hauptsächlich wegen dieses Gehaltes an Kalksalpeter wird der Bauschutt als Düngemittel benutzt.

Phosphorsaurer Kalk, neutraler: $(PO)_2O_6Ca_3$. — Dieses Salz ist in der Natur sehr verbreitet und findet sich hie und da auch in grossen Mengen angehäuft, als Phosphorit und Osteolith, in meist derben Massen, so bei Amberg in Bayern, bei Limburg an der Lahn und anderen Punkten Deutschlands, und in mächtigen Lagern in Estremadura in Spanien. Seitdem man die grosse Wichtigkeit des phosphorsauren Kalks für die Landwirthschaft erkannt hat, ist die Aufmerksamkeit der Geologen mehr und mehr auf diese Verbindung gelenkt worden, und es steht zu erwarten, dass von diesem werthvollen Material bei aufmerksamer Prüfung noch viele andere Fundorte entdeckt werden. — Zu den, hauptsächlich aus phosphorsaurem Kalk bestehenden Mineralien gehört noch der Sombrerit, Sombrerokalk, welcher zur Verarbeitung auf Düngemittel in grossen Schiffsladungen von den Sombroerinseln (Antillen) eingeführt wird. — In Verbindung mit Fluorcalcium und mit Chlorcalcium kommt der phosphorsaure Kalk als Apatit krystallisirt vor. — Derselbe ist ferner Hauptbestandtheil der Knochen, welche nach dem Glühen ein Gemenge von phosphorsaurem und kohlensaurem Kalk (die Knochenasche) hinterlassen. — Auch die Excremente der Thiere, insbesondere der Fleisch fressenden, die Koprolithe (versteinerte Excremente), der Harn, Guano u. a. sind

mehr oder weniger reich an phosphorsaurem Kalk und darum werthvolle Düngemittel.

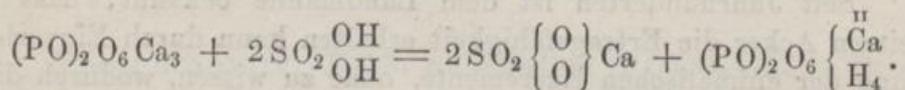
Den phosphorsauren Kalk, dessen unser Körper, allein schon zum Aufbau des festen Knochengerüsts, nothwendig bedarf, entnehmen wir direct und indirect mit unserer Nahrung den Pflanzen, und diese, welche denselben eben so wenig für ihre Entwicklung entbehren können, saugen ihn mit ihren Wurzeln aus dem Boden auf. Er ist für das Wachsthum und Gedeihen der meisten Pflanzen, insbesondere des Getreides, eben so nothwendig, wie die Kohlensäure. Roggen-, Gerste-, Weizen-Körner können in einem Boden, welcher absolut frei von phosphorsauren Salzen ist, zwar keimen, und die Pflanzen können sich bis zu einem gewissen Punkte entwickeln, aber nicht Früchte hervorbringen. — Wenn wir den Acker, welcher Getreide trägt, durch Abführung der Erndten, speciell der Getreidekörner, an phosphorsaurem Kalk von Jahr zu Jahr ärmer machen und ihm letzteren nicht zurückgeben, so nehmen die Erndterträge mehr und mehr ab, der Acker wird zuletzt unfruchtbar.

Seit Jahrhunderten ist dem Landmanne bekannt, dass er seinem Acker die Ertragsfähigkeit erhalten kann durch Einverleibung der animalischen Excremente, ohne zu wissen, wodurch dieselben wirken. Liebig, der Begründer der rationellen Landwirtschaft, zeigte, dass dieses Düngemittel dem Boden die mineralischen Stoffe wieder zuführt, welche ihm mit der Erndte entzogen werden, und dass die Ertragsfähigkeit desselben sich noch vermehrt, wenn die Mineralstoffe, deren die Pflanzen zum Gedeihen und zum üppigen Wachsthum benöthigt sind, sobald der Boden daran Mangel leidet, ihm aus anderen Quellen dargeboten werden.

Der rationelle Landwirth begnügt sich deshalb gegenwärtig nicht mehr mit dem Stalldünger, sondern führt seinem Acker künstliche Düngemittel zu, welche von chemischen Fabriken aus geeigneten Materialien bereitet werden. Zu diesen Materialien gehört der phosphorsaure Kalk. Die Ackerkrume enthält davon ursprünglich nur wenig, weil die meisten Gebirgsarten, durch deren Verwitterung der fruchtbare Boden entsteht, selbst nur wenig davon besitzen. Man hat, und mit Erfolg, diesem Mangel durch Einbringen von Knochenmehl oder von mineralischem phosphorsauren Kalk abzuhelpen versucht. Allein derselbe ist in Wasser unlöslich und wird auch von kohlensäurehaltigem Wasser nur langsam gelöst, kann also erst allmählich von den Wurzeln der

Pflanze aufgenommen werden. Schneller wirkt ein in Wasser löslicher phosphorsaurer Kalk. Solchen dem Boden einzuverleiben, um dessen Fruchtbarkeit zu vermehren, liegt dem Landwirthe ob; denselben zu bereiten, den natürlichen, in Wasser unlöslichen phosphorsauren Kalk in lösliches Salz überzuführen, überlässt er dem chemischen Fabrikanten. — Der chemische Process, durch welchen letzterer dieses bewirkt, ist sehr einfach; gebrannte Knochen, Phosphorit oder andere, aus phosphorsaurem Kalk bestehende Mineralien werden gepulvert und dann mit Schwefelsäure behandelt. Diese erzeugt mit einem Theile des Kalks schwefelsauren Kalk, Gyps, andererseits sauren phosphorsauren Kalk, welchen man (als Verbindung von einfach-saurem phosphorsaurem Kalk mit Phosphorsäurehydrat: $\text{POO}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Ca} \\ \text{H} \end{array} \right. + \text{POO}_3\text{H}_3$, oder) als saures

Salz von der Zusammensetzung: $\text{PO} \left\{ \begin{array}{l} \text{O}_2 \\ \text{O}_2 \\ \text{O}_2 \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{Ca} \\ \text{H}_2 \\ \text{H}_2 \end{array}$, betrachten kann:

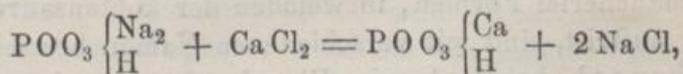


Das Gemenge von Gyps und saurem phosphorsaurem Kalk wird nicht getrennt, sondern so unmittelbar als Düngemittel unter dem Namen Superphosphat in den Handel gebracht. Dieser saure phosphorsaure Kalk nun ist in Wasser löslich und kann daher, der Ackerkrume untermischt, sofort von den Wurzeln der Pflanze aufgenommen werden.

Vor 40 Jahren hatte man bei uns keine Ahnung von der Wichtigkeit des phosphorsauren Kalks für die Landwirthschaft. Grosse Schiffsladungen von Knochen wurden aus Deutschland nach England ausgeführt, wo man, viel reicher an landwirthschaftlichen Erfahrungen als wir, die Knochen zugleich mit dem Guano als werthvolle Düngemittel verwandte und in Folge dessen so viel reichere Erndten erzielte, als die Felder bei uns an Ergiebigkeit abnahmen. Liebig war es, welcher auf die Schädigung der deutschen Landwirthschaft durch die massenhafte Ausfuhr von Knochen zuerst hinwies; ihm hauptsächlich haben wir es zu danken, dass der Landwirth seit einiger Zeit mit glänzendem Erfolge neben dem Stalldünger, auch künstliche Mineralmischungen, insbesondere Superphosphat, als Düngemittel verwendet.

Chemisch rein gewinnt man den neutralen phosphorsauren Kalk durch Fällen der wässrigen Lösung von neutralem phosphorsaurem Natron oder von einfach-saurem phosphorsaurem Salz, im letzteren Falle nach Zusatz von reinem kohlenstoffsaurem Ammoniak, mit Chlorcalcium. Der Niederschlag ist durchscheinend, gallertartig, verwandelt sich beim Trocknen in ein weisses erdiges Pulver, in Wasser unlöslich, in Salzsäure leicht löslich, daraus durch Ammoniak wieder fällbar.

Einfach-saurer phosphorsaurer Kalk: $\text{POO}_3 \begin{Bmatrix} \text{Ca} \\ \text{H} \end{Bmatrix}$, fällt durch Vermischen der mit Essigsäure versetzten Lösung von einfach-saurem phosphorsaurem Natron mit Chlorcalcium:



als weisse, gallertartige Masse aus, welche beim Stehen oft krystallisch wird; ist, wie das neutrale Salz, in Wasser unlöslich.

Zweifach-phosphorsaurer Kalk: $(\text{PO})_2\text{O}_6 \begin{Bmatrix} \text{Ca} \\ \text{H}_4 \end{Bmatrix}$, wird aus dem neutralen oder einfach-sauren Salze durch Zusatz von Phosphorsäure, auch von Salzsäure und Eindampfen erhalten, krystallisirt in farblosen Tafeln oder Blättchen aus, welche beim Zusammenbringen mit wenig Wasser einfach-saures Salz als krystallinischen Niederschlag ausscheiden. Von viel Wasser werden sie vollständig gelöst. — Er ist der Hauptbestandtheil des sogenannten Kalksuperphosphats.

Kohlensaurer Kalk: COO_2Ca . — Kommt auf der Erdoberfläche ausserordentlich verbreitet und in sehr verschiedenen Formen vor, führt daher als Mineral verschiedene Namen. — Wir stellen ihn durch Fällen der Lösung eines Kalksalzes mit kohlen-saurem Natron dar, und gewinnen ihn so als weissen, amorphen, bald krystallinisch werdenden Niederschlag; er ist in reinem Wasser, selbst heissem, unlöslich, aber löslich in Kohlensäure enthaltendem Wasser durch Bildung von saurem kohlen-saurem Kalk, leicht löslich unter Aufbrausen in Salzsäure, Salpetersäure und Essigsäure. — In der Glühhitze verliert er seine Kohlensäure und hinterlässt Aetzkalk.

Der kohlen-saure Kalk ist dimorph, er krystallisirt als Kalkspath im hexagonalen System, rhomboëdrische Spaltungsstücke bildend, als Arragonit in Formen des rhombischen Systems, gewöhnlich in rhombischen Säulen. Beide Formen lassen sich künstlich hervorbringen. Schlägt man kohlen-sauren Kalk aus Flüssigkeiten von gewöhnlicher Temperatur nieder, so besteht der erst amorphe, hernach krystallinische Niederschlag aus mikroskopischen Kalkspathkryställchen, dieselben bilden sich ebenfalls beim langsamen Verdunsten der klaren wässrigen Lösung von kohlen-saurem Kalk in Kohlen-säure. — Heiss gefällter kohlen-saurer Kalk hat in der Regel Arragonitform, so der aus dem heissen Karlsbader Sprudel sich absetzende Sprudelstein (Erbsenstein).

Die mancherlei Formen, in welchen der kohlen-saure Kalk in der Natur auftritt, sind mit verschiedenen Namen bezeichnet:

Kalkspath heisst der in Rhomboëdern, meist mit zahlreichen secundären Flächen, krystallisirende kohlen-saure Kalk von grosser Reinheit und Schönheit. Der durch seine Klarheit, Durchsichtigkeit, Spaltbarkeit und durch die Eigenschaft, das Licht doppelt zu brechen, ausgezeichnete Kalkspath, welcher deshalb besonders zu optischen Zwecken Verwendung findet, ist der isländische Doppelspath.

Der rhombisch krystallisirende Arragonit kommt verhältnissmässig seltener vor, als der Kalkspath.

Marmor ist körnig-krystallinischer kohlen-saurer Kalk; der weisse Marmor gleicht im Ansehen dem Zucker und steht bezüglich seiner Structur zum Kalkspath in ähnlichem Verhältnisse, wie der gewöhnliche Zucker zum Kandiszucker. Er besteht aus zahllosen kleinen, verkitteten Kalkspathkrystallen. Der Marmor ist verschieden gefärbt, von Weiss bis zu Schwarz.

Dichter Kalkstein, meist grau, derb oder schwach krystallinisch, bildet mächtige Gebirgsmassen, ist häufig von Thierüberresten, besonders versteinerten Muscheln durchsetzt, heisst dann Muschelkalk. Dahin gehört auch der zur Erzeugung von Lithographien benutzte Sohlenhofer lithographische Stein.

Kreide ist ein erdiger, sehr weicher, leicht abfärbender kohlen-saurer Kalk, scheinbar sehr rein, da er schneeweisse Farbe hat, in Wirklichkeit aber voll von Ueberresten untergegangener mikroskopischer Thiere, deren Anwesenheit sich beim Uebergiessen der Kreide mit Salzsäure theils durch den fremdartigen Geruch

der Kohlensäure, theils durch eine braun gefärbte organische Materie zu erkennen giebt, welche hernach die Salzlösung bedeckt.

Kalktuff heisst der poröse, leichte, meist gelblich gefärbte kohlen-saure Kalk, worin häufig zahlreiche incrustirte Wasserpflanzen vorkommen. Er ist ein geschätzter Baustein und findet sich gewöhnlich da, wo das Berggelände aus Kalkflötzen besteht, wo kohlen-säurereiche Quellen davon auflösen, den gelösten kohlen-sauren Kalk in die Niederungen führen, und hier denselben durch Verdunstung der Kohlensäure ablagern.

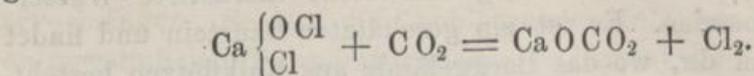
Aenlichen Ursprungs ist der Kalksinter, und sind die Tropfsteine, Stalaktiten, welche in Höhlen der Kalkgebirge oft zu bedeutender Höhe und Grösse anwachsen.

Reich an kohlen-saurem Kalk sind ferner einige Producte thierischer Lebensthätigkeit, z. B. die Eierschalen, besonders die Schalen der Austern und anderer Conchylien, welche an den Meeresküsten bei Mangel an anderem Material geglüht und zur Bereitung von Aetzkalk verwendet werden.

Sehr mannigfach ist die technische Verwendung, welche der in der Natur vorkommende kohlen-saure Kalk je nach seiner Beschaffenheit findet. Der Marmor ist kostbares Baumaterial und dient dem Bildhauer zur Hervorbringung plastischer Kunstwerke. Die Kreide wird zum Schreiben und im geschlammten Zustande als Farbe benutzt. Der reinere dichte kohlen-saure Kalk findet Verwendung zur Fabrikation von Glas und als Zuschlag beim Ausschmelzen der Erze, um damit einen die geschmolzenen Metalle bedeckenden Glasfluss, die Schlacke, zu erzeugen. Hauptsächlich aber dienen die verschiedenen Arten des kohlen-sauren Kalks zur Bereitung von Aetzkalk und weiterhin von Mörtel.

Unterchlorigsaurer Kalk, Bleichkalk. — Das den Namen Bleichkalk führende, chemische Präparat ist keine bestimmte chemische Verbindung, sondern ein Gemenge verschiedener Stoffe, nämlich von unterchlorigsaurem Kalk, Chlorcalcium und Kalkhydrat. Die beiden ersteren scheinen darin als eine Art Doppelsalz von der Zusammensetzung $\text{Ca} \begin{cases} \text{OCl} \\ \text{Cl} \end{cases}$ enthalten zu sein, worin das zweiwerthige Calciumatom zur Hälfte als Chlorcalcium, zur Hälfte als unterchlorigsaurer Kalk fungirt. — Der Bleichkalk

ist ein weisses, lockeres, meist etwas feuchtes Pulver von schwachem Geruch nach Chlor, in Wasser nur theilweise löslich, wird durch Säuren, selbst durch die Kohlensäure der Luft, unter Ausgabe von Chlor zersetzt:



Man gewinnt den Chlorkalk durch Sättigen von gelöschtem Kalk, trocknem Kalkhydrat, mit Chlor. Letzteres wird in grossen Bleiretorten dargestellt und in gemauerte Räume eingeleitet, worin Hürden mit Kalkhydrat über und neben einander gestellt sind. Das Chlor wird vom Kalkhydrat rasch verschluckt. Wenn davon Nichts mehr aufgenommen wird, ist der Process beendet; die Räume werden dann geöffnet, und der Chlorkalk in gut schliessende Gefässe übergefüllt.

Dieser Bleichkalk, mit Wasser angerührt, hat dieselbe bleichende Kraft wie Chlor und vor diesem den Vorzug, dass die Manipulationen des Bleichens, gegenüber dem Bleichen mit freiem Chlorgas, ohne Nachtheil für die Gesundheit der Arbeiter ausgeführt werden.

Es ist beachtenswerth, dass die Wirkung des trocknen Chlorkalks auf Stoffe, welche leicht Chlor und Sauerstoff aufnehmen, eine ganz andere ist bei Ausschluss von Wasser, als bei Gegenwart desselben. Absoluter Alkohol, ^{wird wasserhaltig} mit trocknem Chlorkalk versetzt, liefert unter lebhafter Reaction als Oxydationsproducte unterchlorigsuren Aethyläther und weiterhin Essigäther, wasserhaltiger Alkohol dagegen Chloroform.

Dass der Bleichkalk durch Kochen mit Wasser sich in chlorsauren Kalk und Chlorcalcium umsetzt, ist schon S. 133 besprochen.

Kieselsaurer Kalk: $\text{SiO} \begin{Bmatrix} \text{O} \\ \text{O} \end{Bmatrix} \text{Ca}$. — Man gewinnt dieses Salz durch Fällen von Chlorcalcium mit einer Lösung von kieselsaurem Natron als amorphe gallertartige Substanz, die zu einem lockeren Pulver eintrocknet. Im Mineralreich findet sich die Verbindung krystallisirt als Wollastonit, ausserdem mit verschiedenen andern kieselsauren Salzen zu Doppelsilikaten vereinigt. Dahin gehören die Zeolithe, der Granat, Glimmer, Datolith u. a. — Eine ähnliche Doppelverbindung, aber nicht krystallisirt, ist unser

Glas, bestehend aus kieselsaurem Kalk und kieselsaurem Kali oder kieselsaurem Natron. Dasselbe ist ausgezeichnet durch seine Durchsichtigkeit, Härte, Schwerschmelzbarkeit, und chemische Widerstandsfähigkeit gegen zahlreiche Stoffe, welche andere Substanzen, auch Metalle, leicht angreifen, und ist deshalb dem Chemiker zu seinen Arbeiten unentbehrlich.

Das Glas wird in den Glasfabriken (Glashütten) bereitet durch Zusammenschmelzen von kohlen-saurem Kalk, kohlen-saurem Kali (oder kohlen-saurem Natron) und Kieselsäure. Das geschieht in grossen feuerbeständigen Tiegeln (Glashäfen). Die Kieselsäure treibt bei heller Rothglühhitze aus jenen Salzen die Kohlen-säure aus, und es entsteht das Doppelsilikat von kieselsaurem Kalk und kieselsaurem Kali (Natron), welches nach anhaltendem Glühen die homogene blasenfreie Substanz liefert, welche beim Erkalten ohne jegliche krystallinische Textur zu durchsichtigem Glase erstarrt. Je reiner die angewandten Materialien waren, desto reiner ist das Glas. Um diesem die Formen zu geben, welche seine Verwendung erheischt, wird es theils wie flüssiges Eisen gegossen, theils und hauptsächlich geblasen. Zur Hervorbringung grosser Spiegelglasplatten giesst man die schmelzende Substanz auf horizontale, mit Rändern eingefasste Eisenplatten und lässt sie auf denselben sich gleichmässig verbreiten. Das Hohlglas wird geblasen. Der Glasbläser taucht das Ende einer an beiden Seiten offenen eisernen Röhre (Pfeife) in die schmelzende Glasmasse ein, so dass mehr oder weniger davon, je nach Bedarf, daran haften bleibt, und giebt der Masse, so lange sie noch weich ist, durch Einblasen in das obere Ende der Röhre, durch Schwenken und andere Manipulationen, die sich nicht für die Beschreibung eignen, die gewünschte Gestalt (Weingläser, Flaschen, Trichter, Kolben u. a. m.).

Das Glas ist spröde und springt, namentlich bei Temperaturwechsel, desto leichter, je stärker seine Wandungen sind, und je rascher es bei und nach dem Formen abgekühlt war. Um den Glastheilchen die Möglichkeit zu geben, sich von aussen bis ins Innere des Glases gleichmässig so zu ordnen, dass sie sich, nach dem Erkalten, nicht in gegenseitiger Spannung befinden, wird das Glas nach dem Formen in den Kühl-ofen gebracht, der indess nicht, wie der Name zu sagen scheint, kühl ist, sondern dessen Temperatur derjenigen nahe kommt, wobei das Glas erweicht, und in welchem das eingebrachte Glas mit dem Ofen selbst während meh-

rerer Tage langsam und gleichmässig sich abkühlt. — Welchen Einfluss rasche Abkühlung auf die Beschaffenheit des Glases hat, lehren die Glasthränen, dadurch erhalten, dass man flüssiges Glas aus einiger Höhe in Wasser tropfen lässt. Dieselben sind auf der rasch erstarrten Aussenseite hart und vertragen Druck und Schlag, ohne zu zerspringen. Wird aber die Glasthräne an einer Stelle geritzt oder ein Stückchen von dem ganz dünnen Ende derselben abgebrochen, so wird dadurch das Gleichgewicht der im Innern der Thräne in starken Spannungen befindlichen Theilchen der Art gestört, dass das Ganze plötzlich zu feinem Glasstaub zerfällt.

Das vor einiger Zeit unter dem Namen Hartglas in den Handel gebrachte und zu vielen Zwecken empfohlene Glas, welches raschen Temperaturwechsel verträgt, und sich zugleich durch seine Härte auszeichnet, wird dadurch gewonnen, dass man das frisch geblasene Glas in heisses Oel oder Paraffin eintaucht und mit diesem erkalten lässt. Diese Behandlung des Glases gleicht bis zu einem gewissen Grade der Herstellung der Glasthränen, nur ist der Temperaturwechsel durch Eintauchen in das siedende Oel weniger grell, und die Abkühlung von da an gleichmässig langsam. In Folge dessen haben die so bereiteten Gefässe grosse Festigkeit; man kann dieselben aus ziemlicher Höhe auf den Boden fallen lassen, auch Schalen aus Hartglas, mit kaltem Wasser gefüllt, auf einen Ofen mit glühenden Kohlen setzen, ohne dass sie zerspringen; aber sie vertragen nicht, dass man sie ritzt. Der Druck gegen ein Sandkorn genügt, um sie unter Umherschleudern der Glastrümer eben so zerspringen zu machen, wie die Glasthränen. — Auch kommt es vor, dass Geräthschaften aus Hartglas, welche lange Zeit im Gebrauch waren, und dem Temperaturwechsel gut widerstanden hatten, plötzlich in tausend Stücke springen. — Die Erwartungen, welche man auf die Vorzüge des Hartglases und seine Brauchbarkeit gesetzt hat, haben sich nicht erfüllt. Im Gegentheil wird jetzt, und wohl mit Recht, vor dem Gebrauch des Hartglases gewarnt. Durch die Vehemenz, womit beim Zerspringen die kleinen Bruchstücke umherschleudert werden, sind die Augen des nahe Stehenden gefährdet.

Wir unterscheiden Kali- und Natronglas. Letzteres, jetzt das häufigste, ist leichter schmelzbar und deshalb leichter zu bearbeiten, als das Kaliglas. Aeusserlich sind beide Glassorten schwer zu unterscheiden. Die Schwerschmelzbarkeit des Kaliglasses kann

durch stärkere Beimischung von Kieselsäure zu dem Glasfluss noch erhöht werden, was auf den böhmischen Glashütten geschieht, wo die dem Chemiker unentbehrlichen, schwer schmelzbaren Glasröhren hergestellt werden. — Wie Kali im Glase durch Natron ersetzbar ist, so lässt sich auch der Kalk durch ein anderes Metalloxyd, besonders durch Bleioxyd substituiren; und wie wir dem Kaliglas das Natronglas gegenüberstellen, so unterscheiden wir andererseits auch Kalk- und Bleiglas. Letzteres, durch Zusammenschmelzen von Kieselsäure, kohlenurem Kali und Bleioxyd (gewöhnlich Mennige) dargestellt, ist von allen am leichtesten schmelzbar, dazu durch sein starkes Lichtbrechungsvermögen ausgezeichnet. Es wird mit Vorliebe in England verarbeitet. Das für optische Zwecke bereitete klare Bleiglas mit 43 Procent Bleioxyd ist Flintglas genannt. Noch reicher an Bleioxyd, bis zu 53 Procent davon enthaltend, ist der Strass. Letzterer bricht das Licht in dem Grade, dass er zur Erzeugung von künstlichen Edelsteinen Verwendung findet.

Die Reinheit und Durchsichtigkeit der Gläser ist von der Beschaffenheit der Materialien abhängig, welche zur Bereitung derselben verwendet werden. Man wählt die reinsten und besten Materialien zur Erzeugung des Glases, woraus Spiegel und die guten Sorten Hohlgläser, geschliffen und ungeschliffen, die optischen Gläser und dergl. hergestellt werden. Weniger rein ist das gewöhnliche Fenster- und Arzneiflaschenglas; man heisst es halbweisses Glas. — Das Flaschenglas zur Herstellung der ordinären Wein-, Bier- oder Mineralwasser-Flaschen ist am wenigsten rein, meist grün oder gelb gefärbt durch kieselsaures Eisenoxydul oder -Oxyd. Es enthält ausser Eisen- häufig auch Thonerdesilikat. —

Zu der Classe der Gläser zählt endlich das Product, welches im Hohofenbetrieb bestimmt ist, das geschmolzene schwerere Metall vor der Berührung mit Luft zu schützen, die Schlacke. Aus dem sogenannten Zuschlag gebildet, besteht dieselbe aus den Silikaten von Alkalien, Kalk, Thonerde, Magnesia und Eisenoxydul. Viel leichter schmelzbar und specifisch leichter als das Metall, bedeckt sie dasselbe im Hohofen als Glasfluss. Nach dem Erkalten erscheint die Schlacke stark gefärbt, oft undurchsichtig durch mechanisch beigemengte fremde Stoffe.

Die schönen farbigen, durchsichtigen Gläser von hellerer oder dunklerer Farbe werden durch Eintragen von gewissen Metalloxyden in das geschmolzene Glas dargestellt. Die Kieselsäure des Glases

hat eben so wie die Borsäure des geschmolzenen Borax die Fähigkeit, erhebliche Mengen solcher Oxyde aufzunehmen und sich chemisch damit zu farbigen Silikaten zu verbinden. Wir gewinnen ein schön blaues Glas durch Einbringen kleiner Mengen von Kobaltoxyd, ein grünes durch Uranoxyd oder Chromoxyd, ein unansehnlich grünes durch Eisenoxydul, ein gelbes durch Eisenoxyd, ein amethystfarbenes durch Manganoxyd, ein rothes durch Kupferoxydul oder Gold etc. Das weisse, undurchsichtige Milchglas wird durch Eintragen von phosphorsaurem Kalk (Knochenasche) in schmelzendes Glas erzeugt.

Oxalsaurer Kalk: $\left. \begin{array}{l} \text{COO} \\ \text{COO} \end{array} \right\} \text{Ca} + \text{H}_2\text{O}$, ist in vielen Pflanzen, besonders in den Flechten, auch im Sauerklee, enthalten und wird durch Fällen eines löslichen Kalksalzes mit oxalsaurem Ammon gewonnen. Der Niederschlag ist krystallinisch, verliert sein Krystallwasser bei 100° . Das Salz ist in Wasser, auch in verdünnter Essigsäure unlöslich, und dient deshalb zur Bestimmung sowohl des Kalks wie der Oxalsäure.

12. 8. 132 Chlorcalcium: CaCl_2 . — Dieses durch seine grosse Verwandtschaft zum Wasser auszeichnete, und deshalb bei vielen chemischen Operationen zum Entwässern verwandte Salz wird als Nebenproduct der Bereitung von Ammoniak aus Chlorammonium und Aetzkalk (s. S. 212), wie bei der Darstellung der Kohlensäure aus kohlensaurem Kalk und Salzsäure, gewonnen. Die im letzten Falle resultirende saure Flüssigkeit, durch Eindampfen concentrirt, setzt bei gewisser Concentration nach dem Erkalten die Verbindung mit 6 Mol. Wasser: $\text{CaCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$, in grossen rhombischen Krystallen ab. Diese Krystalle sind an der Luft zerfliesslich, sie erzeugen beim Auflösen in Wasser, noch mehr aber durch Vermischen mit Schnee oder Eis starke Kälte (bis zu -45°). — Erhitzt schmelzen sie in ihrem Krystallwasser, verlieren 4 Mol. davon, und hinterlassen eine poröse weisse Masse, welche mit noch grösserer Begierde Wasser anzieht, als jene wasserhaltige Verbindung, und welche in Rothglühhitze nach Verlust allen Wassers schmilzt. Die geschmolzene Substanz wird auf ebene trockne Platten gegossen und nach dem Erkalten in Stücke zerschlagen, welche, in gut verschlossenen Gefässen verpackt, in den Handel kommen. Dieses ganz entwässerte Chlorcalcium erzeugt in Berührung mit Wasser

Wärme, wird auch von Alkohol aufgelöst, und absorbirt mit grosser Begierde Ammoniakgas, damit eine pulvrige Verbindung erzeugend, von der Zusammensetzung: $\text{CaCl}_2 + 8\text{H}_3\text{N}$, welche durch Erhitzen, wie beim Eintragen in Wasser, sich wieder in ihre Componenten zersetzt. — Chlorcalcium kann daher zum Trocknen von Ammoniakgas nicht verwendet werden.

Fluorcalcium: CaF_2 . — Führt als Mineral den Namen Flussspath; krystallisirt im regulären System, meist in Würfeln, findet sich aber auch in derben Massen, welche, fein gepulvert, zur Darstellung der Fluorwasserstoffsäure dienen. — Das Fluorcalcium ist in Wasser ganz unlöslich, und fällt daher durch Vermischen der Lösung eines Kalksalzes mit Fluorwasserstoffsäure nieder.

Einfach-Schwefelcalcium: CaS . — Es wird durch Glühen von Aetzkalk im Strom von Schwefelwasserstoff als gelblich weisse, erdige Masse erhalten, oder, weniger rein, durch Erhitzen eines Gemisches von gepulvertem schwefelsaurem Kalk und Kohlenpulver, wobei Schwefelcalcium und Kohlenoxyd resultiren. Das auf die erstere Weise dargestellte Schwefelcalcium ist in Wasser löslich; es setzt sich mit den Bestandtheilen desselben um: in Calciumsulfhydrat und Calciumoxydhydrat, welche gemeinschaftlich in Lösung gehen; das auf trockenem Wege dargestellte, geglühte Schwefelcalcium ist unlöslich in Wasser.

Das Calciumsulfhydrat: CaS_2H_2 , wird rein und frei von Calciumoxydhydrat erhalten durch Sättigen von Kalkmilch mit Schwefelwasserstoff. Es besitzt die Eigenschaft, die Haare zu erweichen und sie in eine gallertartige Masse zu verwandeln. Es ist der wirksame Gemengtheil des *Rhusma*, einer ausserdem noch Auripigment und Kalkhydrat enthaltenden, salbenartigen Masse, deren sich orientalische Völker zum Entfernen der Kopf- und Barthaare ohne Metallmesser bedienen. Die damit erweichten Haare lassen sich mit einem Messer von Holz abschaben.

Mehrfach-Schwefelcalcium, Kalkschwefelleber, wird zugleich mit thioschwefelsaurem Kalk durch Kochen von Kalkmilch mit überschüssigem Schwefel und Abfiltriren als gelbrothe Flüssigkeit erhalten, aus welcher Salzsäure, eben so wie aus der Lösung von Mehrfach-Schwefelkalium (s. S. 428 und 429), Schwefelmilch in Meuge niederschlägt.

Erkennung der Calciumsalze. — Chlorcalcium oder salpetersaurer Kalk ertheilen einer nicht leuchtenden Flamme eine rothe Färbung ähnlich der, welche Strontiumsalze hervorbringen. Die Farbenspectren beider Metalle zeigen sich indess so verschieden und so charakteristisch, dass diese auch dann zu bestimmen sind, wenn sie gemengt auftreten (s. die Spectraltafel).

Die Calciumsalze sind denen von Barium und Strontium am ähnlichsten. Die schwefelsauren Verbindungen der drei Metalle sind schwer löslich resp. unlöslich; die grösste Löslichkeit von den drei Salzen hat der schwefelsaure Kalk. Gleich unlöslich sind die kohlen-sauren Salze der drei Metalle, weshalb die Lösungen derselben sämmtlich durch kohlen-saures Natron gefällt werden. — Auch die oxalsauren Salze sind in Wasser unlöslich, der oxalsaurer Kalk wird selbst nicht von Essigsäure gelöst, wohl aber oxalsaurer Baryt und Strontian. — Von den entwässerten salpetersauren Verbindungen der drei Metalle wird nur der salpetersaure Kalk von Alkohol gelöst, was eine Trennung des Kalks von Baryt und Strontian ermöglicht.

B a r i u m.

(Chemisches Zeichen: Ba. — Atomgewicht: 137.)

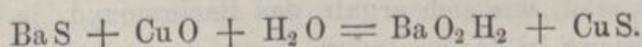
Dieses Element verdankt seinen von βαρύς, schwer, abgeleiteten Namen dem Umstande, dass seine Verbindungen und wahrscheinlich auch das Metall selbst, ungewöhnlich hohe Eigengewichte haben. — Auf elektrolytischem Wege aus schmelzendem Chlorbarium dargestellt, wird es als gelbes, in Rothglühhitze schmelzendes, nicht destillirbares Metall beschrieben, welches sich an der Luft rasch oxydirt und, wie das Natrium, Wasser bei gewöhnlicher Temperatur zersetzt.

Im Mineralreich kommen hauptsächlich zwei Verbindungen des Bariums vor, der dem Gyps oder vielmehr dem Anhydrid entsprechende schwefelsaure Baryt, Schwerspath, und der kohlen-saure Baryt, Witherit genannt.

Das Barium fungirt in fast allen seinen Verbindungen als zweiwerthiges Element, nur im Bariumsuperoxyd: BaO_2 , ist es vierwerthig.

Bariumoxyd (Baryt, Aetzbaryt): BaO . — Ist dem Calciumoxyd sehr ähnlich, lässt sich aber nicht, oder wenigstens nicht so leicht, wie dieses, aus der kohlen sauren Verbindung durch Glühen darstellen, weil in dem kohlen sauren Baryt die Kohlen säure viel fester gebunden ist, und erst bei sehr hohen Temperaturen theilweise daraus fortgeht. Das Bariumoxyd wird am Besten aus salpetersaurem Baryt gewonnen. Man erhitzt dieses Salz in einem zur Hälfte damit gefüllten hessischen Tiegel erst gelinde, und, wenn das durch entweichende Untersalpetersäure bewirkte Aufschäumen nachlässt, stärker bis zur Rothgluth. Das zurückbleibende Bariumoxyd ist eine scheinbar geschmolzen gewesene, in Wirklichkeit bei dieser Temperatur unerschmelzbare, poröse Masse von gelblich grauer Farbe, zuweilen grünlich gefärbt durch, aus der Tiegelmasse aufgenommenes Mangan und damit erzeugten mangansauren Baryt. Es erhitzt sich stark mit Wasser unter Bildung von Barythydrat. — Beim Erhitzen an der Luft oder im Sauerstoff bis zur schwachen Rothgluth nimmt es reichliche Mengen Sauerstoff auf, und oxydirt sich damit zu Bariumsuperoxyd.

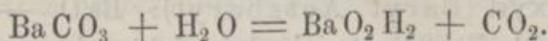
Bariumoxydhydrat, Barythydrat: BaO_2H_2 . — Die eben besprochene Darstellung desselben aus dem Bariumoxyd und Wasser ist umständlich; man bereitet es besser aus dem durch Glühen von schwefelsaurem Baryt mit Kohle entstehenden Schwefelbarium (s. d.) dadurch, dass man die wässrige Lösung desselben mit gewöhnlichem Kupferoxyd (gepulvertem Kupferhammerschlag) so lange kocht, bis eine Probe der Flüssigkeit mit Salzsäure keinen Schwefelwasserstoff ausgiebt oder Bleilösung nicht schwärzt. Die Umsetzung geschieht nach der Gleichung:



Aus der vom unlöslichen Schwefelkupfer abfiltrirten, heissen Lösung krystallisirt beim Erkalten die Verbindung: $BaO_2H_2 + 8H_2O$, d. i. Barythydrat mit 8 Mol. Wasser, in grossen Blättern oder Prismen aus, die beim Erhitzen, zum Theil auch im Vacuum,

ihr Krystallwasser verlieren und dann pulvriges Barythydrat hinterlassen.

Im Grossen wird Barythydrat aus kohlensaurem Baryt (Whiterit) durch Zersetzen mit glühendem Wasserdampf gewonnen:



Das Barythydrat bedarf die 20fache Menge Wasser von gewöhnlicher Temperatur, aber nur die dreifache Gewichtsmenge siedendes Wasser zur Lösung. Diese Lösung, Barytwasser genannt, reagirt stark alkalisch, und schlägt, wie die Kalilauge, die schwächeren Basen aus ihren Salzlösungen nieder. Sie wird schnell, mehr und rascher als das Kalkwasser, beim Stehen an der Luft durch die Kohlensäure derselben getrübt.

Da die chemischen Affinitäten des Bariumoxyds zu Säuren geringer sind, als die des Kaliumoxyds und Natriumoxyds, so treiben letztere jenes aus seinen Salzlösungen aus und schlagen, wenn diese Lösungen nicht zu verdünnt sind, Barythydrat nieder. Ammoniak bewirkt die gleiche Fällung nicht.

Bariumsuperoxyd: BaO₂. — Bariumoxyd, in einem Strome von trockner atmosphärischer Luft oder Sauerstoff bis zum ganz schwachen Glühen erhitzt, nimmt beträchtlich an Gewicht zu, in Folge der Vereinigung mit Sauerstoff, und verwandelt sich in Bariumsuperoxyd, welches sich im Ansehen durch Nichts von dem verwendeten Bariumoxyd unterscheidet. — Es hat die Eigenschaft, bei einer Temperatur, welche diejenige seiner Bildung nicht sehr überschreitet, noch unter der hellen Rothgluth, den aufgenommenen Sauerstoff auszugeben und wieder in Bariumoxyd überzugehen, welches, nachdem die Temperatur gesunken ist, aufs Neue sich mit Sauerstoff zu verbinden vermag u. s. f. — Im Grossen angestellte Versuche, jene Eigenschaften des Bariumoxyds und Bariumsuperoxyds zu benutzen, um reichliche Mengen Sauerstoff aus der Luft zu gewinnen, haben nicht ganz den gewünschten Erfolg gehabt, weil, wie sich ergab, das Bariumoxyd, je häufiger es zur Umwandlung in das Superoxyd benutzt wird, desto mehr seine Fähigkeit, Sauerstoff chemisch zu binden, einbüsst und zuletzt fast ganz verliert, — wie man vermuthet, weil es durch das wiederholte Erhitzen zur hellen Rothgluth zusammensintert und dem Sauerstoff dann eine immer geringe Oberfläche darbietet.

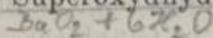
Vielleicht hat jene Methode der Darstellung von Sauerstoff im Grossen doch noch Aussicht auf Erfolg, nachdem durch neuere Versuche ermittelt ist, dass sich das Bariumsuperoxyd bei der nämlichen Temperatur, wobei es sich aus dem Bariumoxyd bildet, also bei schwacher Rothgluth in Sauerstoff und Bariumoxyd spalten lässt, dass also letzteres, sowohl bei Aufnahme wie bei Abgabe des Sauerstoffs, ununterbrochen auf gleicher Temperatur bleibt. Das Bariumsuperoxyd soll nämlich bei der Temperatur, wo es sich bildet, den aufgenommenen Sauerstoff wieder fahren lassen, wenn evacuirt, und der Sauerstoff abgesogen wird.

Das auf obige Weise erhaltene Product ist niemals reines Bariumsuperoxyd; es enthält immer noch Bariumoxyd beigemengt. Die Reindarstellung gelingt aber auf folgende Weise. — Wie schon Seite 103 bemerkt, unterscheidet sich das Bariumsuperoxyd von dem Mangansuperoxyd und anderen Superoxyden dadurch, dass es mit Salzsäure nicht Chlor entwickelt, sondern damit unter Bildung von Chlorbarium Wasserstoffsuperoxyd erzeugt. Wird das durch Erhitzen von Bariumsuperoxyd im Luftstrom gebildete unreine Bariumsuperoxyd, fein gepulvert, in einem Mörser mit Wasser zerrieben, wobei es sich chemisch mit Wasser verbindet, und der Brei in verdünnte Salzsäure eingetragen, bis die Flüssigkeit nur noch wenig sauer reagirt, darauf die filtrirte, neben Salzsäure Chlorbarium und Wasserstoffsuperoxyd enthaltende Flüssigkeit mit Barytwasser im Ueberschuss versetzt, so scheidet sich unlösliches Bariumsuperoxydhydrat: $BaO_2 + 6H_2O$, in glänzenden kleinen Tafeln aus. Nach dem Abfiltriren und Auswaschen zwischen Filtrirpapier abgepresst, und dann ins Vacuum gebracht, verliert dasselbe alles Wasser und hinterlässt reines Bariumsuperoxyd als weisses, äusserlich der Magnesia ähnliches Pulver, welches sich an der Luft unverändert erhält, beim Erhitzen die Hälfte seines Sauerstoffs ausgiebt, mit Wasser sich wieder zu Superoxydhydrat verbindet.

Schwefelsaurer Baryt: SO_2O_2Ba . — Dieses Salz kommt im Mineralreich in grossen Lagern, meist derb, oft auch schön krystallisirt vor in rhombischen Tafeln, von 4.48 specif. Gewicht; es führt als Mineral den Namen Schwerspath. Künstlich erhält man es als schweren weissen Niederschlag durch Fällen eines löslichen Bariumsalzes mit Schwefelsäure oder einem schwefelsauren Salz. — Der schwefelsaure Baryt ist in Wasser und auch

ca 5250 L.

Confluo
 $BaO_2 + SO_2 \xrightarrow{H_2O}$
 + 1 Schwefelsäure
 gibt
 $SO_4 Ba$ (f. v. d. W.)
 + $BaO_2 + 6H_2O$



in verdünnten Säuren ganz unlöslich; man bedient sich dieser Eigenschaft, um einerseits Schwefelsäure, anderseits Baryt aus Flüssigkeiten auszuscheiden. — Von concentrirter Schwefelsäure wird das Salz gelöst, fällt aber hernach auf Zusatz von Wasser wieder nieder. — Der durch Fällung gewonnene schwefelsaure Baryt dient als weisse Farbe, und wird unter dem Namen „Permanentweiss“ in den Handel gebracht.

Salpetersaurer Baryt: $(\text{NO}_2)_2\text{O}_2\text{Ba}$. — Wird durch Auflösen von kohlen-saurem Baryt in Salpetersäure, oder durch Zersetzen des aus schwefelsaurem Baryt und Kohle dargestellten Schwefelbariums mit Salpetersäure gewonnen, setzt sich nach dem Eindampfen der klar filtrirten Lösung in schweren, glänzenden Octaëdern ab, die kein Krystallwasser enthalten. — Das Salz ist in Wasser, besonders heissem, ziemlich leicht löslich, weniger löslich in freie Säuren enthaltendem Wasser; deshalb wird die wässrige Lösung desselben durch Zusatz von Salpetersäure gefällt. Der Niederschlag ist salpetersaurer Baryt.

Dieses Salz ist, wie die meisten Bariumsalze, giftig.

Kohlensaurer Baryt: COO_2Ba , führt als Mineral den Namen Whiterit, es scheidet sich durch Vermischen einer Lösung von Chlorbarium oder von salpetersaurem Baryt mit kohlen-saurem Natron als weisser Niederschlag ab. Er ist in Wasser unlöslich, etwas löslich in Kohlensäure haltendem Wasser, und ungeachtet der Unlöslichkeit giftig.

Chlorbarium: $\text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, ist eins der wenigen, in Wasser löslichen Bariumsalze; wird ähnlich wie das salpetersaure Salz dargestellt, und krystallisirt nach dem Abdampfen der Lösung in glänzenden rhombischen Tafeln. Es verliert sein Krystallwasser bei 110° , schmilzt in Glühhitze, ist in absolutem Alkohol unlöslich. Seine wässrige Lösung dient in der analytischen Chemie als Reagens zur Erkennung vieler Säuren.

Schwefelbarium: BaS , und Bariumsulfhydrat: BaS_2H_2 . — Man kann das Einfach-Schwefelbarium als weisse, amorphe Masse durch Erhitzen von Bariumoxyd im Strom von Schwefelwasserstoff erhalten, gleichfalls, aber nicht rein, durch Glühen einer Mischung von fein gepulvertem schwefelsaurem Baryt

und Kohle. Letztere Operation führt man am Besten so aus, dass man eben jener Mischung noch Weizenmehl zufügt, und das Ganze mit Wasser zu einem steifen Brei anrührt. Aus diesem Brei formt man kleine Brode, lässt dieselben an der Luft trocknen und bedeckt damit eine unten im Glühofen entzündete Kohlen-schicht. Auf diese Brode kommt wieder eine Lage Kohlen und so fort, bis der Glühofen mit abwechselnden Schichten von Kohlen und den Schwerspathbroden ganz gefüllt ist. Die durch Abbrennen der Kohle erzeugte Hitze bewirkt Reduction des schwefelsauren Baryts durch die beigemengte Kohle zu Schwefelbarium, welches beim Ausziehen der erkalteten Brode, die gewöhnlich ihren Zusammenhalt nicht verloren haben, mit Wasser in Lösung geht. Diese Lösung enthält indessen, zumal wenn sie heiss bereitet ist, nicht Einfach-Schwefelbarium, sondern in Folge seiner Zersetzung mit Wasser ein Gemenge von Bariumsulfhydrat und Bariumoxydhydrat: $2 \text{BaS} + 2 \text{H}_2\text{O} = \text{BaS}_2\text{H}_2 + \text{BaO}_2\text{H}_2$, welche zusammen auskrystallisiren. — Durch Einleiten von Schwefelwasserstoff in die warme Lösung wird Alles in Barium-sulfhydrat verwandelt, welches nach dem Erkalten krystallisirt.

Erkennung der Bariumsalze. — Chlorbarium oder salpetersaurer Baryt färben eine nicht leuchtende Flamme gelblich-grün, und erzeugen ein sehr buntfarbenes Spectrum (s. die Spectraltafel) von orangefarbenen, gelben und mehreren grünen Linien.

In ihrem chemischen Verhalten besitzen die Bariumverbindungen viel Aehnlichkeit mit denen des Calciums, doch ist es nicht schwer, beide durch gewisse Reactionen zu unterscheiden, auch, wo sie gemengt vorkommen, zu trennen. Die schwefelsauren Salze beider Metalle unterscheiden sich durch die verschiedenen Grade ihrer Löslichkeit resp. Unlöslichkeit. Der schwefelsaure Baryt ist absolut unlöslich in Wasser, der schwefelsaure Kalk bloss schwer löslich, in dem Grade, dass Wasser, welches mit letzterem Salze in Berührung war, genug davon aufnimmt, um mit Chlorbarium eine Trübung von erzeugtem schwefelsaurem Baryt zu geben. — Auch die chromsauren Salze beider Metalle unterscheiden sich hinsichtlich ihrer Löslichkeitsverhältnisse; in einer Lösung von Chlorbarium erzeugt dichromsaurer Kali eine gelbe Fällung von in Wasser unlöslichem chromsaurem Baryt; Chlorcalcium, mit dichromsaurem Kali versetzt, giebt keinen Niederschlag, weil der

chromsaure Kalk löslicher ist. — Zur Trennung von Barium und Calcium eignen sich am Besten die Chlorverbindungen. Wird ein ganz entwässertes Gemisch von Chlorbarium und Chlorcalcium mit absolutem Alkohol digerirt, so geht letzteres in Lösung, ersteres bleibt ungelöst zurück.

Strontium.

(Chemisches Zeichen: Sr. — Atomgewicht: 87·8.)

Es giebt wenige Elemente, welche sowohl als solche, so weit unsere Erfahrungen darüber reichen, als auch in ihren Verbindungen so grosse Aehnlichkeit besitzen, wie Barium und Strontium. Dieses ist, wie jenes, ein gelbes Metall von 2·5 specif. Gewicht; es ist härter als Blei, dehnbar, schmilzt in der Rothgluth und verbrennt beim Glühen an der Luft mit glänzendem Lichte. Es hält sich an trockner Luft unverändert, zersetzt das Wasser mit lebhafter Gasentwicklung. — Man gewinnt das Metall aus geschmolzenem Chlorstrontium durch Elektrolyse.

Die in der Natur vorkommenden Verbindungen des Strontiums sind dieselben, in welchen das Barium auftritt; dem Schwerspath correspondirt der Cölestin, schwefelsaurer Strontian, dem White-rit der Strontianit, kohlsaurer Strontian. Vom Strontianit sind in Westphalen mächtige Lager gefunden, so dass wir uns dieses Materials jetzt ausschliesslich bedienen zur Darstellung der anderen Strontiansalze.

Das **Strontiumoxyd** (Strontian): SrO , ist dem Bariumoxyd bezüglich seiner Gewinnung wie seiner Eigenschaften durchaus ähnlich, es verbindet sich mit Wasser zu Strontiumoxydhydrat: $\text{SrO}_2\text{H}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$, welches gleich dem Bariumoxydhydrat mit 8 Mol. Wasser krystallisirt. Es ist etwas weniger leicht löslich in Wasser, als jenes. Man verwendet den Strontian neuerdings in der Zuckerindustrie, zur Abscheidung des Zuckers aus der Melasse, wodurch das Strontium eine hervorragende technische Bedeutung

zu bekommen verspricht. — Wie es scheint, vermag das Strontiumoxyd nicht, wie das Bariumoxyd, sich in der Hitze direct mit Sauerstoff zu Strontiumsuperoxyd zu verbinden. Man gewinnt jedoch Strontiumsuperoxydhydrat in kleinen krystallinischen Blättchen durch Fällen einer Lösung von Wasserstoffsuperoxyd mit einer solchen vom Strontiumoxydhydrat.

Der schwefelsaure Strontian: $\text{SO}_2\text{O}_2\text{Sr}$, kommt in der Natur in durchsichtigen rhombischen Säulen, oft von grosser Schönheit, krystallisirt vor, und führt den mineralogischen Namen „Cölestin“. Man erhält dasselbe Salz als weissen, amorphen Niederschlag durch Fällen eines löslichen Strontiumsalzes mit Schwefelsäure oder einem löslichen schwefelsauren Salze. Es ist in Wasser nicht so absolut unlöslich, wie der schwefelsaure Baryt, aber weniger löslich, als der schwefelsaure Kalk.

Der salpetersaure Strontian: $(\text{NO}_2)_2\text{O}_2\text{Sr}$, gleicht durchaus dem salpetersauren Baryt, weniger dem an der Luft zerfliessenden salpetersauren Kalk, von welchem er sich auch durch seine Unlöslichkeit in Alkohol unterscheidet. Da die Strontiumverbindungen die Eigenschaft besitzen, Flammen eine rothe Farbe zu ertheilen, so verwendet man den salpetersauren Strontian an Stelle des salpetersauren Kalis zur Herstellung einer Pulvermischung, welche nach dem Entzünden mit rother Flamme abbrennt. Zur Herstellung eines solchen Rothfeuers (bengalischen Feuers) mischt man 40 Thle. salpetersauren Strontian, 13 Thle. gewaschene Schwefelblumen, 5 Thle. chlorsaures Kali und 4 Thle. Schwefelantimon. Die Mischung darf nicht durch Reiben bewirkt werden, weil das chlorsaure Kali mit Schwefel in Folge der durch das Reiben erzeugten Wärme explodirt (s. S. 127).

Der kohlen-saure Strontian: COO_2Sr , ist, wie das entsprechende Kalk- und Barytsalz, ein weisses, in Wasser unlösliches Pulver. Der natürliche kohlen-saure Strontian (Strontianit) kommt in krystallinisch strahligen Massen oder in geraden rhombischen Säulen vor.

Chlorstrontium: $\text{SrCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$, krystallisirt in Nadeln, ist in Wasser leicht, viel leichter löslich als Chlorbarium, zerfliesst sogar an der Luft. Auch von starkem Alkohol, in welchem Chlorbarium unlöslich ist, wird es gelöst. Dies verschiedene Verhalten

wird in der analytischen Chemie benutzt, um Barium und Strontium zu trennen.

Erkennung der Strontiumsalze. So grosse Aehnlichkeit die Barium- und Strontiumsalze haben, so sind sie doch leicht durch die ganz verschiedenen Färbungen zu unterscheiden, welche sie nicht leuchtenden Flammen ertheilen. Es ist schon zuvor bemerkt, dass die Strontiumverbindungen die Flammen intensiv roth färben. Eben so herrschen in dem Spectrum bei Abwesenheit von grünen Linien die rothen vor. Ferner zeigt das Spectrum des Strontiums eine schöne blaue Linie, welche im Spectrum des Calciums und Bariums fehlt (s. die Spectraltafel).

Die Strontiumsalze unterscheiden sich von denen des Bariums dadurch, dass Gypswasser in ihren Lösungen nicht sogleich, sondern erst nach einiger Zeit eine Trübung (von schwefelsaurem Strontian) bewirkt, weil eben letzteres Salz in Wasser nicht ganz unlöslich ist, ferner dadurch, dass dichromsaures Kali in den Lösungen der Strontiumsalze, besonders bei Gegenwart von Essigsäure, keine Fällung hervorbringt, und dass Chlorstrontium sich in starkem Alkohol löst, Chlorbarium dagegen nicht.

Die Eigenschaft des salpetersauren Strontians, in Alkohol unlöslich zu sein, gegenüber der Löslichkeit des salpetersauren Kalks in Alkohol, gewährt ein Mittel, beide zu trennen.

M a g n e s i u m .

(Chemisches Zeichen: Mg. — Atomgewicht: 24.)

Die Verbindungen des Magnesiums sind im Mineralreich nicht minder verbreitet, als die des Calciums, treten aber nicht in so grossen Massen auf, wie letztere. Zu den wichtigsten der Magnesium führenden Mineralien gehört der Magnesit (kohlen-saure Magnesia), Dolomit (Doppelverbindung von kohlen-saurem Kalk und kohlen-saurer Magnesia), Talk, Speckstein, Serpentin, Meerschäum (im Wesentlichen kiesel-saure Magnesia). Zu den

an Magnesia reichen Silicaten gehören ferner Augit, Hornblende, Asbest, Olivin u. a. Endlich findet sich die Magnesia in Verbindung mit Schwefelsäure als Bittersalz in manchen Mineralwässern gelöst.

Das Magnesium ist ein silberweisses, stark glänzendes Metall von 1.7 specif. Gewicht, hämmerbar, schmilzt in Rothglühhitze und lässt sich in noch höherer Temperatur destilliren. Es hält sich bei gewöhnlicher Temperatur an der Luft ziemlich unverändert, und überzieht sich nur oberflächlich mit einer dünnen grauen Oxydschicht, welche das darunter liegende Metall vor der weiteren Oxydation schützt. Wird es an der Luft über seine Schmelztemperatur hinaus erhitzt, so verbrennt es mit weisser, stark leuchtender Flamme zu weissem Magnesiumoxyd. Sehr leicht entzündet sich ein Draht oder ein dünnes Band von Magnesium, wenn man das Ende desselben in die Flamme eines Bunsen'schen Brenners taucht.

Das Licht des verbrennenden Magnesiums ist so intensiv, und so reich an chemisch wirkenden Strahlen, dass ein Knallgasgemisch aus Chlor und Wasserstoff explodirt, wenn es von jenem Lichte getroffen wird. — Bei gewöhnlicher Temperatur vermag es das Wasser nicht zu zersetzen, erst bei 30° beginnt schwache Wasserstoffentwicklung. Verdünnte Säuren, auch Chlorammonium, lösen es unter lebhafter Gasentwicklung.

Zur Darstellung des Magnesiums benutzt man hauptsächlich zwei Methoden: Elektrolyse des geschmolzenen Chlormagnesiums,

Fig. 45.



Fig. 46.



und Zersetzung desselben mittelst Natrium. Die Elektrolyse wird in einem, oben durch ein eingesetztes Stück Porcellan halbirten Porcellantiegel (Fig. 45) ausgeführt. Nachdem darin das Chlormagnesium zum Schmelzen gebracht ist, werden die in dem Deckel befestigten, aus Gaskohle gefertigten Polenden (Fig. 46) eingesetzt, und diese

mit den Leitungsdrähten eines kräftigen galvanischen Stromes so verbunden, dass die gekerbte Kohlenelektrode zum negativen Pole

wird. Die Einschnitte des negativen Pols dienen dazu, das reducirte Metall unter dem schmelzenden Chlormagnesium zu halten; ohne diese würde es an die Oberfläche steigen und verbrennen. Man gewinnt nach diesem Verfahren leicht einen Magnesium-Regulus im Gewichte von mehreren Grammen.

Zur Reduction des Chlormagnesiums mit Natrium bereitet man ein Gemisch von 6 Thln. wasserfreiem Chlormagnesium, 1 Thl. Fluorcalcium, 1 Thl. geschmolzenem Chlornatrium-Chlorkalium (im Verhältniss von 7 Thln. Kochsalz und 9 Thln. Chlorkalium) und 1 Thl. in kleine Stücke geschnittenes Natrium; man trägt das Ganze auf ein Mal in einen rothglühenden hessischen Tiegel. Sobald die von einem vernehmlichen Geräusch begleitete Reaction beendet ist, wird der Tiegel bedeckt aus dem Ofen genommen, und der Inhalt desselben, wenn er nicht mehr rothglüht, mittelst eines Thonpfeifenstiels umgerührt, damit sich die kleinen Magnesiumkügelchen zu grösseren Kugeln vereinigen. Diese werden nach dem Erkalten und Zerschlagen des Tiegels ausgelesen und durch Waschen mit Wasser gereinigt.

Das Magnesium fungirt in allen seinen Verbindungen als zweiwerthiges Element, es verbindet sich auch mit Sauerstoff nur in einem einzigen Verhältnisse zu:

Magnesiumoxyd, Magnesia: MgO , auch Bittererde genannt. Es ist ein weisses, lockeres Pulver, in unsern gewöhnlichen Feueressen unerschmelzbar, wird aber durch Glühen dichter, so dass es dadurch ein specif. Gewicht von 3.6 gewinnt. Im Knallgasgebläse schmilzt es und erstarrt beim Erkalten zu einer emailleartigen, harten, Glasritzenden Masse. Es unterscheidet sich von den Oxyden des Calciums, Bariums und Strontiums wesentlich durch seine an Unlöslichkeit grenzende, geringe Löslichkeit in Wasser. Aber obgleich ein Theil Magnesiumoxyd 50 000 Theile Wasser zur Lösung erfordert, bewirkt es, nass auf rothes Lackmuspapier gebracht, doch eine deutliche Bläuung desselben. — Es vereinigt sich mit Wasser mit kaum merklicher Wärmeentwicklung langsam zu Magnesiumoxydhydrat, welches durch Erhitzen das Wasser leicht wieder ausgiebt. Es ist eine starke Basis und geht mit allen Säuren Verbindungen ein.

Man gewinnt das Magnesiumoxyd durch schwaches Glühen der im Handel unter dem Namen *Magnesia alba* vorkommenden

basisch kohlensauren Magnesia, welche aus dem schwefelsauren Salze durch Fällen mit kohlensaurem Natron dargestellt wird. Das so bereitete, lockere Magnesiumoxyd führt den Namen *Magnesia usta*. Als feste, dichte Masse erhält man dasselbe durch Glühen der im Mineralreich vorkommenden kohlensauren Magnesia, des Magnesits.

Das Magnesiumoxyd hat die Eigenschaft, nach dem Anrühren mit wenig Wasser allmählig zu erhärten, und liefert einen sehr brauchbaren Wassermörtel. Die *Magnesia usta* ist officinell, sie wird mit Wasser innerlich genommen, um die Magensäure zu neutralisiren.

Magnesiumoxydhydrat: MgO_2H_2 , fällt auf Zusatz von Natronlauge, auch von Ammoniak, zu einer Lösung von schwefelsaurer Magnesia als weisser Niederschlag aus, welcher nach dem Auswaschen und Trocknen ein weisses lockeres Pulver liefert. Es verträgt 100° , ohne das Hydratwasser zu verlieren, zieht aus der Luft langsam Kohlensäure an.

Schwefelsaure Magnesia (Bittersalz): $SO_2O_2Mg + 7H_2O$. — Dieses Salz ist, im Gegensatz zu den in Wasser unlöslichen oder schwer löslichen schwefelsauren Verbindungen des Baryts, Strontians und Kalks in Wasser leicht löslich, und schön krystallisirt zu erhalten. Es findet sich in der Natur als festes Mineral unter den sogenannten Abraumsalzen der Steinsalzlager bei Stassfurt, und führt als solches den Namen Kieserit. (Derselbe enthält nur 1 Mol. Krystallwasser.)

Es ist ausserdem im Meerwasser und in manchen Mineralwässern, den sogenannten Bitterwässern, enthalten, aus welchen es nach dem Abdampfen krystallisirt. Bekannte Bittersalzwässer sind die von Seidschütz, Sedlitz, von Epsom in England, von Hunyadi János in Ungarn. — Künstlich wird es bereitet durch Zersetzen des Magnesits (kohlensaure Magnesia), oder des Dolomits (kohlensaure Magnesia mit kohlensaurem Kalk) mit verdünnter Schwefelsäure. Dieser Process wird zur Gewinnung der für die Fabrikation künstlicher Mineralwässer erforderlichen Kohlensäure ausgeführt und liefert die schwefelsaure Magnesia als Nebenproduct. Der bei Anwendung von Dolomit gebildete schwefelsaure Kalk bleibt ungelöst zurück.

Das Bittersalz krystallisirt in farblosen, oft grossen, rhombischen Säulen, aus concentrirter Lösung in dünnen rhombischen Prismen, von unangenehm salzig bitterem Geschmack. Es ist leicht in Wasser löslich, unlöslich in Alkohol, schmilzt beim Erhitzen in seinem Krystallwasser und verliert davon unter 150° 6 Molecüle. Das letzte Molecül Wasser (das Halhydratwasser) geht erst über 200° fort. Eben dieses ist durch Salze ersetzbar, die dadurch entstehenden Doppelsalze enthalten immer nur 6 Molecüle Krystallwasser, z. B. das durch Mischen von schwefelsaurer Magnesia und schwefelsaurem Kali aus Wasser krystallisirte Doppelsalz: $\text{SO}_2\text{O}_2\text{Mg} + \text{SO}_2\text{O}_2\text{K}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$. In diesem Verhalten schliesst sich das Bittersalz genau den Vitriolen an, welchen Namen die meist auch mit 7 Molecülen Wasser krystallisirenden schwefelsauren Verbindungen der schweren Metalle führen, und bildet somit auch in dieser Beziehung das Uebergangsglied von den Erdalkalimetallen zu den schweren Metallen.

Das Bittersalz ist ausgezeichnet und bekannt durch seine abführenden Wirkungen, in welcher Hinsicht dasselbe das Glaubersalz noch übertrifft. Es ist daher ein geschätztes Arzneimittel, und die natürlich vorkommenden Bittersalzwässer gehören zu den beliebten Mineralwässern.

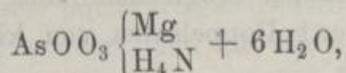
Phosphorsaure Magnesia: Das neutrale Salz, $(\text{PO})_2\text{O}_6\text{Mg}_3$, setzt sich beim Vermischen der Lösung von neutralem phosphorsaurem Natron mit schwefelsaurer Magnesia als weisser Niederschlag ab. — Das einfach-saure Salz: $\text{POO}_3 \begin{Bmatrix} \text{Mg} \\ \text{H} \end{Bmatrix} + 7\text{H}_2\text{O}$, wird auf gleiche Weise mit dem einfach-sauren phosphorsauren Natron gewonnen. Man erhält es aus concentrirten Lösungen als weisse amorphe Fällung; aus verdünnten Flüssigkeiten scheidet es sich allmählich krystallinisch ab. Es ist in Wasser schwer löslich, leicht löslich in Säuren und in Ammoniaksalzen. Fügt man zu der Lösung von phosphorsaurer Magnesia in Chlorammonium, oder unmittelbar zu dem gelösten Gemisch von phosphorsaurem Natron, schwefelsaurer Magnesia und Salmiak, Ammoniakwasser, so entsteht sofort reichliche Ausscheidung eines krystallinischen Niederschlags, welcher in Ammonsalzen, wie in, freies Ammoniak enthaltendem Wasser ganz unlöslich ist. Dieses Salz enthält die Bestandtheile der einfach-sauren phosphorsauren Magnesia und des

Ammoniak. Es ist als phosphorsaure Magnesia-Ammon mit 6 Mol. Krystallwasser aufzufassen: $\text{POO}_3 \begin{Bmatrix} \text{Mg} \\ \text{H}_4\text{N} \end{Bmatrix} + 6 \text{H}_2\text{O}$.

Durch Erhitzen verliert es erst sein Krystallwasser, dann Ammoniak, und es hinterbleibt diphosphorsaure Magnesia:

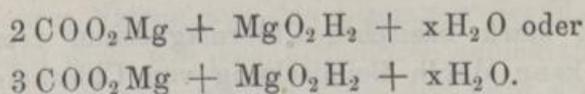
$\text{O} \begin{Bmatrix} \text{PO} \\ \text{PO} \end{Bmatrix} \text{O}_4 \text{Mg}_2$. — Die Unlöslichkeit des phosphorsauren Magnesia-Ammons macht dieses Salz geeignet zur quantitativen Bestimmung einerseits der Phosphorsäure, anderseits der Magnesia. — Dasselbe findet sich häufig unter den Fäulnisproducten des Harns, und sondert sich nicht selten auch schon im Körper, in der Harnblase, ab, daselbst Harnsteine bildend. Es ist ferner im Guano und in alten Düngergruben gefunden, in letzteren in grossen, regelmässig ausgebildeten Krystallen (Struvit).

Das arsensaure Magnesia-Ammon:



wird, wie die phosphorsaure Verbindung, durch Fällen von schwefelsaurer Magnesia mit arsensaurem Natron und Ammoniak erhalten, und theilt mit jener die Unlöslichkeit in Salmiak haltendem Wasser.

Kohlensaure Magnesia: COO_2Mg . Dieses in Wasser unlösliche Salz kommt im Mineralreich in Rhomboëdern, dem Kalkspath isomorph, krystallisirt vor, als Magnesitspath, häufiger als dichte kystallinische Masse: Magnesit. In Verbindung mit kohlsaurem Kalk, meist zu gleichen Molecülen, bildet es den Dolomit. — Durch Fällen der Lösung eines Magnesiasalzes mit kohlsaurem Natron gewinnt man nicht neutrale kohlsaure Magnesia, sondern ein basisches Salz oder richtiger eine Verbindung des neutralen Salzes mit Magnesiumoxydhydrat von der Zusammensetzung:



Gleichzeitig entsteht saures kohlsaures Natron; worin ein kleiner Theil der kohlsauren Magnesia gelöst bleibt. — Dieser weisse Niederschlag, in Formen gepresst und getrocknet, kommt in

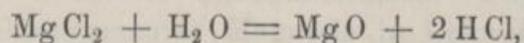
schneeweissen, ausserst leichten, viereckigen Stücken unter dem Namen *Magnesia alba* in den Handel.

Die kohlensaure Magnesia bildet mit den kohlensauren Alkalien Doppelsalze, welche durch Digeriren von *Magnesia alba* mit den Lösungen der sauren kohlensauren Alkalien erhalten werden.

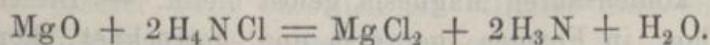
Borsaure Magnesia setzt sich durch Kochen der gemischten Lösungen von borsaurem Natron und schwefelsaurer Magnesia als weisser Niederschlag ab, welcher beim Erkalten der Flüssigkeit wieder in Lösung geht. — In Doppelverbindung mit Chlormagnesium bildet die borsaure Magnesia das unter dem Namen Boracit bekannte, im regulären System schön krystallisirte Mineral.

Kieselsaure Magnesia: SiO_4Mg_2 . Dieses neutrale Salz kommt im Mineralreich vor und führt den Namen Olivin. Die Mineralien: Talk, Speckstein, Serpentin, Meerschäum sind Verbindungen verschiedener Magnesiasilikate mit Wasser, Augit, Hornblende, Asbest Doppelsalze von kieselsaurer Magnesia und kieselsaurem Kalk.

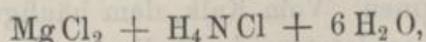
Chlormagnesium: MgCl_2 , ist im Meerwasser und in den meisten Salzsoolen enthalten. Man erhält die reine Verbindung, wenn man *Magnesia alba* in Salzsäure löst, dann Chlor einleitet, um vorhandenes Eisenchlorür in Eisenchlorid zu verwandeln, und hernach die Lösung noch mit einem kleinen Ueberschuss von *Magnesia alba* digerirt, wodurch Eisenoxyd und die Thonerde unlöslich ausgeschieden werden. Die davon abfiltrirte Lösung setzt nach dem Eindampfen bis zu starker Concentration gewässertes Chlormagnesium: $\text{MgCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$, in farblosen, sehr zerfliesslichen Krystallen ab. Es gelingt nicht, daraus durch Erhitzen reines wasserfreies Chlormagnesium zu gewinnen, weil sich die Verbindung zum grossen Theile in entweichende Salzsäure und Magnesiumoxyd zersetzt:



wodurch ein stark basisches Chlormagnesium resultirt. Diese Zersetzung kann durch Beimischung von Chlorammonium compensirt werden, da Magnesiumoxyd und Chlorammonium sich durch Erhitzen in Chlormagnesium, Ammoniak und Wasser verwandeln:



Man versetzt deshalb die concentrirte wässrige Lösung des Chlormagnesiums mit so viel Salmiak, dass das Doppelsalz:



entsteht. Dasselbe wird durch Erhitzen vollständig entwässert, und dann in einem hessischen Tiegel bei nicht zu hoher Temperatur so lange erhitzt, bis Salmiakdämpfe nicht mehr entweichen, und die Masse ganz flüssig geworden ist. Das geschmolzene Chlormagnesium wird in eine trockne Schaafe ausgegossen, wobei noch vorhandenes basisches Salz in dem Tiegel zurückbleibt, dann die erstarrte Masse rasch zerkleinert, und in gut schliessende Gefässe gefüllt.

Das so bereitete wasserfreie Chlormagnesium ist eine weisse, krystallinische, an der Luft zerfliessliche Salzmasse, lässt sich im Wasserstoffstrom bei starker Rothglühhitze unzersetzt destilliren, und liefert ein farbloses, butterartiges Destillat, welches beim Erkalten undurchsichtig erstarrt, und aus stark glänzenden Blättchen besteht. — Es ist, wie in Wasser, so auch in Alkohol leicht löslich.

Wie mit Chlorammonium giebt das Chlormagnesium auch mit Chlorkalium und anderen Chlormetallen krystallisirende Doppelsalze. Das Chlormagnesium-Chlorkalium: $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} + 6\text{H}_2\text{O}$, kommt in grösseren Ablagerungen unter den Stassfurter Abraumsalzen vor und führt als Mineral den Namen Carnallit.

Erkennung der Magnesiumsalze. Das Magnesium bewirkt keine bemerkenswerthe Flammenfärbung, noch erzeugt es charakteristische Spectrallinien; es unterscheidet sich in dieser Beziehung eben so sehr von den anderen Erdalkalimetallen, wie es sich damit den Erdmetallen nähert. — Die Magnesiumsalze unterscheiden sich von denen der anderen Erdalkalimetalle ferner dadurch, dass die schwefelsaure Verbindung in Wasser leicht löslich ist, und dass, obwohl die kohlen-saure Magnesia ebenso unlöslich in Wasser ist, wie der kohlen-saure Kalk, Baryt und Strontian, und obwohl sie durch kohlen-saures Natron aus den Lösungen der Magnesiumsalze ebensowohl gefällt wird, wie jene, doch durch kohlen-saures Ammon nicht eben so abgeschieden werden kann, und zwar deshalb nicht, weil alle in Wasser unlöslichen einfachen Magnesiumsalze, mit Ausnahme des phosphorsauren und arsensauren Magnesia-Ammons, mit den Ammonsalzen lösliche Doppelverbindungen erzeugen.

An diesen Merkmalen sind die Magnesiumsalze eben so leicht zu erkennen, wie dieselben gestatten, die Magnesia von den andern Erdalkalien zu trennen. Vom Kalk, dem häufigsten Begleiter der Magnesia, trennt man letztere durch Vermischen ihrer mit Chlorammonium versetzten gemeinschaftlichen neutralen Lösung mit oxalsaurem Ammoniak. Aller Kalk fällt als oxalsaurer Kalk nieder, alle Magnesia findet sich in der abfiltrirten Lösung, und wird daraus mittelst phosphorsauren Natrons als phosphorsaures Magnesium-Ammonium ausgefällt. $Mg(NH_4)PO_4 + 6H_2O$ (*J. Reynold's, Emp. Ch. III, S. 229*).

Es ist bemerkenswerth, dass Ammoniak die Magnesia aus ihren neutralen Salzen, wenigstens theilweise, als weissen Niederschlag ausfällt, wogegen es in löslichen Kalk-, Baryt- und Strontiansalzen keine Fällung erzeugt.

E r d m e t a l l e .

Die Hauptrepräsentanten derselben sind das Aluminium und das Chrom, denen sich noch mehrere andere von untergeordneterer Bedeutung, zum Theil auch wenig gekannte Metalle anreihen: Beryllium, Zirkonium, Yttrium, Erbium, Cerium, Lanthan, Didym. Alle diese Metalle haben starke Verwandtschaft zum Sauerstoff, aber in beträchtlich geringerem Grade, als die Erdalkalimetalle. Die basischen Oxyde, welche Aluminium und Chrom mit Sauerstoff erzeugen, sind Sesquioxyde und mit schwach basischen Eigenschaften begabt (das Chromoxydul ist nur wenig gekannt und Salze desselben nicht dargestellt). Das Chrom erzeugt mit Sauerstoff ausserdem auch eine Säure, die Chromsäure, und nähert sich in dieser Beziehung den gleichfalls Sesquioxyde liefernden beiden schweren Metallen: Mangan und Eisen. — Trotz der beträchtlichen Verwandtschaft des Aluminiums und Chroms zum Sauerstoff, scheinen beide nur wenig Affinität zum Schwefel zu haben. Versetzt man die wässrigen Lösungen ihrer Sesquioxydsalze mit Schwefelammonium oder Schwefelnatrium, so erhält man zwar unlösliche Verbindungen ausgeschieden, aber diese sind