

bei gewöhnlicher Temperatur sich zersetzen, indem sie einen Theil ihres Ammoniaks verlieren. Das Schwefelammonium ist gleich dem Schwefelkalium eine starke Salzbasis, und vereinigt sich mit Sulfiden und elektro-negativen Schwefelmetallen zu Sulfosalzen.

In Lösung erhält man das Schwefelammonium, wenn man wässriges caustisches Ammoniak in zwei gleiche Theile theilt, den einen mit Schwefelwasserstoffgas sättigt und dann den andern hinzufügt. In Krystallen erhält man die Verbindung, wenn man 1 Vol. Schwefelwasserstoffgas mit etwas mehr wie 2 Vol. Ammoniakgas bei sehr niedriger Temperatur (— 18° C.) vermischt.

Ammoniumsulfhydrat: NH_4S , HS .

Ammoniumsulfhydrat.

Farblose, sehr flüchtige, durchdringend nach Schwefelwasserstoff und Ammoniak riechende, an der Luft sich rasch gelb färbende Krystalle, in Wasser sehr leicht löslich. Die Lösung ist anfangs farblos, färbt sich aber an der Luft ebenfalls rasch gelb.

Man erhält das Ammoniumsulfhydrat in Krystallen durch Vereinigung von gleichen Volumina Ammoniak- und Schwefelwasserstoffgas bei starker Abkühlung, oder wenn man durch eine Lösung von Ammoniak in wasserfreiem Alkohol trockenes Schwefelwasserstoffgas leitet. In Lösung erhält man diese Verbindung, wenn man caustischen Ammoniakliquor mit Schwefelwasserstoffgas sättigt. Die so erhaltene Lösung ist es, die unter dem Namen Schwefelammonium in der analytischen Chemie eine häufige Anwendung findet, und zur Erkennung und Scheidung der Metalle unentbehrlich ist.

Digerirt man Sulfide oder elektronegative Schwefelmetalle mit Ammoniumsulfhydrat (Schwefelammonium der Laboratorien), so wird der Schwefelwasserstoff frei und es bilden sich Sulfosalze. Sei das Sulfid Schwefelarsen, AsS_3 , so ist der Vorgang ausgedrückt durch nachstehende Formelgleichung:



II. Metalle der alkalischen Erden.

Baryum, Ba. Strontium, Sr. Calcium, Ca. Magnesium, Mg.

Allgemeiner Charakter der Metalle der alkalischen Erden.

Allgemeiner Charakter. Von ausgezeichnetem Metallglanze, goldgelb oder weiss, bei gewöhnlicher Temperatur hart, ductil, können zu Drähten ausgezogen und zu Blättchen ausgeschlagen werden, lassen sich feilen und schmelzen erst in der Rothglühhitze. Schwerer wie Wasser (specif. Gew. 1,57 bis 2,5), laufen an feuchter Luft an, halten sich aber in trockener ziemlich unverändert. Das Wasser zersetzen sie schon

bei gewöhnlicher Temperatur (Magnesium erst bei 30° C.) unter heftiger Wasserstoffgasentwicklung. An der Luft erhitzt, verbrennen sie mit glänzendem Lichte zu Oxyden und auch mit Chlor und Schwefel vereinigen sie sich beim Erwärmen unter Feuererscheinung.

Die Oxyde dieser Metalle heissen alkalische Erden, und zwar weil sie in ihren Eigenschaften sich einerseits den Alkalien, andererseits aber den eigentlichen Erden (Oxyde der Metalle der nächsten Gruppe) anschliessen. Sie sind starke Salzbasen und vereinigen sich mit Wasser unmittelbar zu Hydraten, den caustischen alkalischen Erden. Diese haben einen ätzenden laugenhaften Geschmack, der aber weniger ausgesprochen ist, wie bei den caustischen Alkalien, und sind in Wasser, wengleich schwieriger wie die Hydrate der Alkalien, löslich (Magnesiumoxydhydrat beinahe unlöslich). Die Lösungen reagiren alkalisch. Die Hydrate der alkalischen Erden sind bei gewöhnlichen Hitzegraden feuerbeständig und verlieren in der Glühhitze ihr Wasser nicht. Sie ziehen aus der Luft Kohlensäure an. Die Salze der alkalischen Erden sind nur zum Theil in Wasser löslich. Die neutralen kohlen-sauren und phosphorsaurer Salze sind in Wasser unlöslich, es werden daher die löslichen Salze durch phosphorsaure und kohlen-saure Alkalien gefällt.

Die Oxyde dieser Metalle heissen alkalische Erden.

B a r y u m.

Symb. Ba. Aeq. 68,5. Specif. Gewicht: nicht bestimmt.

Das Baryum ist noch wenig gekannt. Es wurde bisher nur in Gestalt eines gelben, metallglänzenden Pulvers erhalten, welches sich an der Luft rasch oxydirt und das Wasser bei gewöhnlicher Temperatur zersetzt. Bildet mit Platin eine gelbe spröde Legirung.

Eigenschaften.

Vorkommen. Findet sich als solches in der Natur nicht. Von dem Vorkommen seiner Verbindungen wird bei diesen die Rede sein.

Vorkommen.

Darstellung. Wurde bisher nur auf elektrolytischem Wege aus Chlorbaryum von Bunsen und Matthiessen erhalten. Die Verbindungen des Baryums sind durch ein sehr bedeutendes specifisches Gewicht ausgezeichnet, woher auch (von βαρύς, schwer) der Name Baryum und Baryt abgeleitet ist.

Darstellung.

Verbindungen des Baryums.

Baryum und Sauerstoff.

Es sind zwei Oxyde des Baryums bekannt:

	Baryum	Sauerstoff.
BaO = Baryumoxyd	68,5	: 8
BaO ₂ = Baryumsuperoxyd	68,5	: 16

Verbindungen des Baryums.

Baryumoxyd: BaO.

Syn. Baryt.

Baryum-
oxyd.

Grauweiße, zerreibliche, erdige Masse von ätzendem Geschmack und alkalischer Reaction. In gewöhnlicher Hitze unschmelzbar, viermal so schwer wie Wasser. Verbindet sich mit Wasser unmittelbar und unter heftiger Erhitzung zu Hydrat. Wird in Chlorwasserstoffgas erhitzt glühend unter Bildung von Chlorbaryum.

Das Baryumoxyd findet sich als solches in der Natur nicht, sondern wird durch Glühen des salpetersauren Baryumoxydes erhalten.

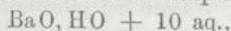
Baryumoxyd und Wasser.

Baryumoxydhydrat: BaO, HO.

Barythydrat, Aetzbaryt, caustischer Baryt.

Barythy-
drat.

Baryumoxyd mit Wasser befeuchtet, verbindet sich damit unter sehr starker Erhitzung, und zerfällt dabei zu einem weissen Pulver, dem Barythydrat. Dasselbe schmilzt in gelinder Glühhitze und zieht aus der Luft Kohlensäure an, indem sich kohlensaurer Baryt bildet. Verliert auch durch das heftigste Glühen sein Hydratwasser nicht. In kochendem Wasser ist das Barythydrat leicht löslich. Beim Erkalten der heiss filtrirten Lösung scheidet sich krystallisirtes Barythydrat in Blättern oder grossen prismatischen Krystallen mit 10 Aeq. Krystallwasser:

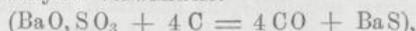


ab. Beim Erhitzen verlieren die Krystalle ihr Krystallwasser und verwandeln sich dadurch in das pulverförmige.

Die Auflösung des Barythydrats in Wasser führt den Namen Barytwasser. Sie reagirt und schmeckt alkalisch, und überzieht sich an der Luft mit einem weissen Häutchen von kohlensaurem Baryt, indem sie aus der Luft Kohlensäure anzieht, welche sich mit dem Baryt zu unlöslichem kohlensauren Baryt vereinigt. Auf diese Weise wird durch blosses Stehen an der Luft aus der Lösung allmählich aller Baryt als kohlensaurer Baryt niedergeschlagen.

Darstellung.

Darstellung. Das Barythydrat erhält man durch Befeuchten des Baryumoxyds mit Wasser, gewöhnlich aber aus dem schwefelsauren Baryt, indem man diesen durch Glühen mit Kohle, die als Reductionsmittel wirkt, in Schwefelbaryum verwandelt:



und die Lösung des letzteren in Wasser mit Kupferoxyd kocht, wobei sich Schwefelkupfer bildet, welches sich als unlöslich abscheidet, während

das Barythydrat sich beim Erkalten der heiss filtrirten Lösung in Kry-
stallen abscheidet: $(\text{BaS} + \text{CuO} + \text{HO} = \text{BaO}, \text{HO} + \text{CuS})$. Am ein-
fachsten erhält man den Aetzbaryt durch starkes Glühen eines Gemenges
von kohlen-saurem Baryt, Kohle und Stärkekleister, und Auskochen der
Masse mit Wasser.

Barymsuperoxyd: BaO_2 .

Graue, erdige Masse, mit Wasser zu einem Hydrat zerfallend. Beim Baryum-
superoxyd. Erhitzen verliert es einen Theil seines Sauerstoffs und verwandelt sich in
Baryumoxyd. Auch beim Kochen mit Wasser verliert es Sauerstoff und
wird in Barythydrat verwandelt. Mit verdünnten Säuren liefert es Baryt-
salze und Wasserstoffsuperoxyd (vergl. S. 118):



Hierauf beruht die Darstellung des Wasserstoffsuperoxydes.

Behandelt man es mit Schwefelsäurehydrat in der Kälte, so ent-
wickelt sich Sauerstoff von ozonähnlichem Geruch, welcher auch Jodkalium-
Stärkekleister bläut, sich aber von Ozon in mehrfachen Punkten, so
namentlich durch seinen ekelerregenden Geruch, sowie auch dadurch
unterscheidet, dass er mit Wasser geschüttelt Wasserstoffsuperoxyd bildet,
während der ozonähnliche Geruch verschwindet. Diesen Sauerstoff halten
Schönbein und Meissner für die positiv-active Modification des Sauer-
stoffs: Antozon.

Man erhält das Barymsuperoxyd durch gelindes Glühen von reinem
Baryumoxyd im Sauerstoffgase.

Verbindungen des Baryumoxydes mit Säuren. Barytsalze.

Die Barytsalze sind meist in Wasser unlöslich, lösen sich aber alle, Barytsalze.
mit Ausnahme des schwefelsauren Baryts, in verdünnter Salz- und Sal-
petersäure auf. Sie sind farblos, besitzen alle ein sehr bedeutendes speci-
fisches Gewicht und werden beim Glühen meist zerlegt. Die löslichen Die lösli-
chen Baryt-
salze sind
giftig. Barytsalze sind giftig; einige davon ertheilen der Weingeistflamme
eine gelbgrüne Färbung. Ihr Flammenspectrum ist sehr complicirt,
charakteristisch sind mehrere grüne Linien.

Im Mineralreiche finden sich Barytsalze in einigen Mineralien, und
geringe Mengen davon in gewissen Mineralwässern. Neuerlichst hat man
Barytsalze spurenweise auch in Pflanzenaschen aufgefunden.

Die wichtigeren Barytsalze sind folgende:

Kohlensaurer Baryt: BaO, CO_2 .

Künstlich durch Fällung eines löslichen Barytsalzes mit kohlen-saurem Kohlen-
saurer
Baryt
Natron dargestellt, weisses, amorphes, erdiges, geschmack- und geruchloses

Findet sich
im Mineral-
reiche als
Witherit.

Pulver. Verliert beim heftigen Glühen die Kohlensäure, löst sich nicht in Wasser, wohl aber in kohlensäurehaltigem, als saurer kohlensaurer Baryt. Ist giftig. Findet sich im Mineralreiche krystallisirt als Witherit (Kernform: gerade Rhombensäule).

Schwefelsaurer Baryt: BaO, SO_3 .

Schwefel-
saurer
Baryt.

Künstlich durch Fällung eines löslichen Barytsalzes mit Schwefelsäure dargestellt, weisses, erdiges, sehr schweres, geschmack- und geruchloses Pulver, beinahe vollkommen unlöslich in Wasser und in Säuren. Wegen der Unlöslichkeit des schwefelsauren Baryts werden auch die kleinsten Mengen von Schwefelsäure in einer Flüssigkeit durch Barytsalze angezeigt, indem sich schwefelsaurer Baryt bildet und als Niederschlag abscheidet. Man benutzt daher lösliche Barytsalze in der analytischen Chemie zur Entdeckung der Schwefelsäure, und umgekehrt Schwefelsäure und lösliche schwefelsaure Salze zur Entdeckung des Baryts.

Findet sich
im Mineral-
reiche als
Schwer-
spath.

Im Mineralreiche findet sich der schwefelsaure Baryt krystallisirt als Schwerspath in gewöhnlich sehr grossen, wohlausgebildeten Krystallen des rhombischen Systems. Specificisches Gewicht 4,3 bis 4,5.

Durch Glühen mit Kohle, Kohlenoxyd oder Wasserstoff wird der schwefelsaure Baryt zu Schwefelbaryum reducirt, durch Glühen mit kohlensauren Alkalien geht er in kohlensauren Baryt über:



weniger vollständig erfolgt diese Umsetzung durch Kochen mit den Lösungen kohlensaurer Alkalien.

Salpetersaurer Baryt: BaO, NO_3 .

Salpeter-
saurer
Baryt.

Weisse, glänzende, in Wasser leicht lösliche octaëdrische Krystalle. In Wasser leicht löslich, ist er in Säuren und säurehaltigem Wasser viel weniger löslich, in Salpetersäure beinahe ganz unlöslich. Aus der wässrigen Lösung des salpetersauren Baryts wird derselbe daher durch Zusatz von Salpetersäure als krystallinisches Pulver gefällt. Durch Glühen verwandelt er sich in Baryumoxyd, indem die Salpetersäure ausgetrieben wird. Sehr giftig.

Wird erhalten durch Sättigen von kohlensaurem Baryt mit Salpetersäure, oder durch Zersetzung des Schwefelbaryums mit Salpetersäure:



Phosphorsaurer Baryt: $2 \text{BaO}, \text{HO}, \text{PO}_5$.

Phosphor-
saurer
Baryt.

Dieses Salz erhält man durch Fällung eines löslichen Barytsalzes mit gewöhnlichem phosphorsauren Natron als weissen, schweren krystallinischen Niederschlag. In Wasser unlöslich, in Salz- und Salpetersäure aber löslich.

Chlorsaurer Baryt: BaO, ClO_5 .

Wasserhelle säulenförmige Krystalle von herbem und stechendem Geschmack, in Wasser leicht löslich, ertheilt den Flammen eine schön grüne Farbe und verpufft mit brennbaren Körpern sehr heftig. Entwickelt beim Erhitzen Sauerstoffgas. Wird am einfachsten durch Sättigung von wässriger Chlorsäure mit Barytwasser oder kohlen-saurem Baryt erhalten.

Chlorsaurer Baryt.

Verbindungen des Baryums mit Salzbildnern.

Haloidsalze des Baryums.

Sie zeigen den allgemeinen Charakter der Haloidmetalle. Das Fluorbaryum ist in Wasser unlöslich. Das wichtigste von den Haloidsalzen des Baryums ist das

Haloidsalze des Baryums.

Chlorbaryum: BaCl .

In wasserfreiem Zustande, wie man diese Verbindung durch Glühen von Baryumoxyd in Chlorgas, oder von Baryumoxyd in Chlorwasserstoffgas, oder endlich durch Erhitzen von wasserhaltigem Chlorbaryum erhält, stellt sie eine weisse, in starker Rothglühhitze schmelzende, in Wasser lösliche Masse dar. Aus der wässrigen Lösung krystallisirt beim Abdampfen wasserhaltiges Chlorbaryum: $\text{BaCl} + 2 \text{aq.}$, in wasserhellen, luftbeständigen rhombischen Tafeln. Ist in Salzsäure unlöslich, besitzt einen bitterscharfen, ekel- und brechenerregenden Geschmack und ist sehr giftig.

Wasserfreies Chlorbaryum

Wasserhaltiges Chlorbaryum: $\text{BaCl} + 2 \text{aq.}$

Das krystallisirte Chlorbaryum erhält man am einfachsten durch Sättigung einer Auflösung von Schwefelbaryum mit Salzsäure:



und Abdampfen zur Krystallisation.

Kieselfluorbaryum: $\text{BaFl}, \text{SiFl}_2$.

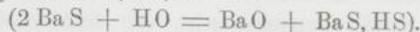
Krystallinisches Pulver, sehr wenig löslich und beim Glühen in Fluorkieselgas und Fluorbaryum zerfallend. Entsteht beim Vermischen eines gelösten Barytsalzes mit Kieselfluorwasserstoffsäure. Auf diesem Verhalten der letzteren Säure gegen Barytsalze beruht die Unterscheidung des Baryts vom Strontian.

Kieselfluorbaryum.

Verbindungen des Baryums mit Schwefel.

Einfach-Schwefelbaryum: BaS,

erhält man, wie bereits oben erwähnt, durch Reduction von schwefelsaurem Baryt mit Kohle. Es bildet den Ausgangspunkt für die Darstellung des Aetzbaryts, des salpetersauren Baryts und des Chlorbaryums. Grauweiße, krystallinisch-körnige Masse, die mit Wasser in Baryumoxyd und Baryumsulfhydrat: BaS, HS, zerfällt:



Die Polysulfurete des Baryums, d. h. die höheren Schwefelungsstufen erhält man durch Kochen von Schwefel mit Einfach-Schwefelbaryum.

S t r o n t i u m.

Symb. Sr. Aeq. 43,75. Specif. Gewicht 2,542.

Eigen-
schaften.

Das Strontium ist ein schön goldgelbes Metall von vollkommenem Metallglanz, härter wie Blei, ductil, von hackig-körnigem Bruch. Schmilzt in der Rothgluth, entzündet sich an der Luft erhitzt, wobei es anfänglich kupferroth wird, und verbrennt mit glänzendem Lichte zu Strontiumoxyd. Hält sich an trockener Luft lange unverändert, zersetzt aber das Wasser bei gewöhnlicher Temperatur unter stürmischer Wasserstoffgasentwicklung und verbrennt in Chlorgas, Jod-, Brom- und Schwefeldampf. In verdünnten Säuren oxydirt es sich, wird aber von rauchender Salpetersäure beinahe nicht angegriffen.

Vorkom-
men.

Vorkommen. Das Strontium findet sich als solches, d. h. gediegen in der Natur nicht.

Darstellung.

Darstellung. Wurde bisher noch auf keinem andern Wege als durch elektrolytische Zerlegung des Chlorstrontiums dargestellt.

Geschicht-
liches.

Geschichtliches. Das Strontiummetall im reinen Zustande wurde zuerst von Bunsen und Matthiessen 1855 dargestellt, nachdem bereits 1807 H. Davy Baryum und Strontium aus ihren Oxyden durch Elektrolyse, aber nicht rein, abgeschieden hatte. Die Eigenschaften des reinen Metalls wurden daher erst durch Bunsen und Matthiessen festgestellt. Das Oxyd des Strontiums wurde als ein eigenthümliches 1793 von Klaproth und Hope erkannt.

Verbindungen des Strontiums.

Verbindun-
gen des
Strontiums.

Das Strontium verhält sich zum Baryum, wie das Natrium zum Kalium. Die Verbindungen des Strontiums zeigen nämlich die grösste

Uebereinstimmung mit denen des Baryums, nicht allein mit Bezug auf ihre Zusammensetzung, sondern auch in ihren Eigenschaften.

Das Strontiumoxyd, SrO , gewöhnlich Strontian geheissen (von Strontian, einem Dorfe in Schottland, dem Hauptfundorte des Strontians so benannt), besitzt beinahe dieselben Eigenschaften und wird auf gleiche Weise dargestellt, wie das Baryumoxyd. Es findet sich als solches ebenso wenig wie das Baryumoxyd in der Natur, wohl aber, wie auch letzteres, in Verbindung mit Säuren.

Das Strontiumsuperoxyd, SrO_2 , verhält sich ebenfalls vollkommen analog dem Baryumsuperoxyd.

Verbindungen des Strontiumoxyds mit Säuren. Strontiansalze.

Ihr allgemeiner Charakter ist der der Barytsalze. Wie letztere werden sie aus ihren Auflösungen durch Schwefelsäure und schwefelsaure Salze gefällt. Von den Barytsalzen unterscheiden sie sich dadurch, dass sie nicht durch Kieselfluorwasserstoffsäure gefällt werden, und dass sie die Flamme des Weingeistes und brennender Körper schön purpurroth färben. Auch werden sie durch eine Auflösung von chromsaurem Kali nicht gefällt, während neutrale Auflösungen der Barytsalze dadurch gefällt werden. Das Flammenspectrum der Strontiansalze enthält mehrere charakteristische Linien, namentlich eine orangegelbe, mehrere rothe, von welchen eine mit der Frauenhofer'schen Linie *C* des Sonnenspectrums zusammenfällt, und eine blaue. Strontiansalze sind bisher nur im Mineralreiche als Bestandtheil einiger Mineralien und Mineralwässer aufgefunden.

Kohlensaurer Strontian: SrO, CO_2 .

Findet sich in geraden rhombischen Säulen oder krystallinischen Massen von strahliger Textur als Strontianit, ein vorzugsweise bei Strontian in der Grafschaft Argyleshire (Schottland) vorkommendes Mineral.

Künstlich dargestellt ein dem kohlensauren Baryt vollkommen ähnlich weisses Pulver.

Schwefelsaurer Strontian: SrO, SO_3 .

Bildet das unter dem Namen Cölestin bekannte Mineral, welches in ausgezeichnet schönen rhombischen Säulen in Sicilien, aber auch anderwärts vorkommt. Künstlich dargestellt ein weisses, dem schwefelsauren Baryt sehr ähnliches Pulver, welches wie letzteres durch seine Schwerlöslichkeit ausgezeichnet ist. Doch löst Wasser eine Spur schwefelsauren Strontians auf.

Salpetersaurer Strontian: SrO, NO_3 .Salpeter-
saurer
Strontian.

Grosse, farblose, durchsichtige, in Wasser leicht lösliche reguläre Octaëder; bei niedriger Temperatur aus Auflösungen sich ausscheidend, krystallisirt er in anderer Form mit 5 Aeq. Krystallwasser. Durch Zusatz von Salpetersäure wird er aus seiner wässrigen Lösung gefällt.

Verbindungen des Strontiums mit Salzbildnern.
Haloidsalze des Strontiums.

Die wichtigste dieser Verbindungen ist das

Chlorstrontium: SrCl .Chlor-
strontium.

Das wasserfreie ist dem wasserfreien Chlorbaryum ähnlich. Das krystallisirte bildet sehr leicht lösliche, an der Luft zerfliessliche Prismen. Es enthält 6 Aeq. Krystallwasser. Es dient zur elektrolytischen Darstellung des Strontiums.

Roths
Feuer.

Wegen ihrer Eigenschaft, die Flamme brennender Körper purpurroth zu färben, werden die Strontiansalze, namentlich aber der salpetersaure Strontian, in der Pyrotechnik angewandt. Das sogenannte rothe bengalische Feuer ist ein Gemenge von 40 Thln. salpetersaurem Strontian, 13 Thln. Schwefelblumen, 10 Thln. chlorsaurem Kali und 4 Thln. Schwefelantimon, fein gepulvert und vollkommen trocken.

C a l c i u m.

Symb. Ca. Aeq. 20. Specif. Gewicht 1,577.

Eigen-
schaften.

Eigenschaften. Die Eigenschaften des Calciums stimmen mit denen des Strontiums sehr überein. Es besitzt eine heller gelbe Farbe wie Strontium, etwa wie Glockenmetall, vollkommenen Metallglanz, die Härte des Kalkspaths, und einen hackigen, etwas körnigen Bruch. Es ist sehr ductil, lässt sich zu dünnen Platten aushämmern, zu Drähten ausziehen, schneiden und feilen. In trockener Luft hält es sich längere Zeit unverändert, in feuchter bedeckt es sich mit einer Oxydschicht. Es zersetzt das Wasser bei gewöhnlicher Temperatur unter heftiger Erhitzung, schmilzt in der Rothgluth und oxydirt sich, an der Luft erhitzt, mit lebhafter Feuererscheinung. Auch in Chlor-, Brom und Jodgas verbrennt es. Von verdünnten Mineralsäuren wird es oxydirt, von concentrirter Salpetersäure aber nicht angegriffen.

Vor-
kommen.

Vorkommen. Das Calciummetall findet sich als solches in der Natur nicht.

Darstellung. Calcium wurde von Bunsen auf elektrolytischem Wege zuerst rein dargestellt; man erhält es aber auch durch Einwirkung von Natrium auf Jodcalcium bei hoher Temperatur und in geschlossenen Gefässen, so wie durch starkes Erhitzen eines Gemenges von Chlorcalcium, Zink und Natrium. Man erhält so eine Legirung von Calcium und Zink, aus welcher das Zink abdestillirt werden kann.

Geschichtliches. Die Reduction des Calciums auf elektrolytischem Wege durch Bunsen datirt vom Jahre 1855.

Verbindungen des Calciums mit Sauerstoff.

Es giebt zwei Verbindungen des Calciums mit Sauerstoff. Diese sind:

	Calcium	Sauerstoff.
$\text{CaO} = \text{Calciumoxyd}$	20	: 8
$\text{CaO}_2 = \text{Calciumsuperoxyd}$. . .	20	: 16

Calciumoxyd: CaO .

Syn. Kalk oder Kalkerde.

Weisse, erdige, im Gebläsefeuer unschmelzbare und unveränderliche Masse von kaustischem Geschmack und alkalischer Reaction. Zieht aus der Luft Kohlensäure und Wasser an, wobei compacte Stücke zu einem feinen Pulver zerfallen. Da das Calciumoxyd durch Glühen des kohlen-sauren Kalks gewonnen wird, führt es, so wie es in den Gewerben verwendet und in den Kalköfen gewonnen wird, den Namen gebrannter Kalk.

Man erhält das Calciumoxyd durch Glühen von reinem kohlen-sauren Calciumoxyd (Marmor oder Kalkspath), wobei die Kohlensäure ausgetrieben wird und Kalk zurückbleibt.

Im Grossen, so wie der Kalk, keineswegs ganz rein, in den Gewerben angewendet wird, stellt man ihn durch Glühen von Kalksteinen (mehr oder weniger reinem kohlen-sauren Kalk) in den Kalköfen dar, eine Operation, die unter dem Namen Kalkbrennen bekannt ist.

Calciumoxydhydrat: CaO, HO .

Syn. Kalkhydrat, gelöschter Kalk.

Calciumoxyd oder gebrannter Kalk erhitzt sich sehr heftig, wenn er mit Wasser übergossen wird, indem er sich mit dem Wasser zu Kalkhydrat vereinigt und dabei zu einem weissen Pulver zerfällt.

Das Kalkhydrat stellt ein zartes, weisses Pulver dar, schmeckt kaustisch und reagirt alkalisch, und verliert sein Hydratwasser erst in der Glühhitze. In Wasser ist das Kalkhydrat, wengleich schwierig, löslich.

Kalkwasser. Die wässrige Auflösung, die den Namen Kalkwasser oder *Aqua Calcis* führt, schmeckt und reagirt alkalisch und zieht aus der Luft Kohlensäure an, wobei sich der darin aufgelöst gewesene Kalk als unlöslicher kohlen-saurer Kalk niederschlägt und reines Wasser zurückbleibt. Das Kalkwasser muss daher in wohlverschlossenen Gefässen aufbewahrt werden. Wird bei der Bereitung des Kalkhydrats mehr Wasser zugegossen, als zur Bildung des Hydrats erforderlich ist, so entsteht ein weisser Brei, die sogenannte **Kalkmilch**. In der Ruhe setzt sich daraus ungelöstes Kalkhydrat ab, und die darüber stehende klare Flüssigkeit ist eine Auflösung von Kalkhydrat in Wasser oder Kalkwasser. Dies ist in der That die Methode, deren man sich bei der Bereitung des Kalkwassers bedient. Das Kalkhydrat ist ein wesentlicher Bestandtheil des Mörtels, und wird daher im Grossen dargestellt. Diese Darstellung wird das Löschen des Kalks, und das so gewonnene Kalkhydrat gelöschter Kalk genannt.

Kalklöschchen.

Der Kalkstein, wie er in der Natur vorkommt, ist keineswegs ganz reiner kohlen-saurer Kalk, sondern enthält verschiedene Verunreinigungen, von denen seine Anwendbarkeit sehr abhängig ist. Ein an kieselsaurer Thonerde reicher Kalkstein löscht sich, besonders wenn er zu heftig gebrannt wurde, schlecht oder gar nicht, und wird todtegebrannter Kalk genannt. Im Allgemeinen nennt man Kalksteine, die viel Kieselsäure und Thonerde enthalten, mageren Kalk. Solcher Kalk findet vorzugsweise zum Wassermörtel oder Cäment (bei Wasserbauten) Anwendung.

Todtegebrannter Kalk.

Calciumsuperoxyd.

Calciumsuperoxyd: CaO_2 , kann in Gestalt krystallinischer Blättchen durch Einwirkung von Wasserstoffsuperoxyd auf Kalkwasser erhalten werden. Besitzt sehr geringe Beständigkeit.

Verbindungen des Calciumoxyds mit Säuren. Kalksalze.

Kalksalze.

Allgemeiner Charakter derselben.

Dieselben sind meist farblos, besitzen ein geringeres specifisches Gewicht als die Baryt- und Strontiansalze, und verhalten sich in Bezug auf ihre Löslichkeitsverhältnisse diesen ähnlich. Durch oxalsaures Ammoniak, durch kohlen-saure und phosphorsaure Alkalien, so wie aus concentrirten Lösungen durch verdünnte Schwefelsäure werden sie niedergeschlagen. Die in Wasser unlöslichen oder schwerlöslichen Kalksalze lösen sich meist in Salz- und Salpetersäure. Der Flamme des Weingeistes und Leuchtgases ertheilen sie eine rothgelbe Färbung. Das Flammenspectrum der Kalksalze zeigt eine intensiv grüne, eine intensiv orange und eine indigoblaue Linie, die jenseits der Fraunhofer'schen Linie *G* des Sonnenspectrums liegt.

Kalksalze sind in allen drei Naturreichen sehr verbreitet. Im Mineralreiche sind es namentlich der kohlen-saure und schwefelsaure Kalk, die ganze Gebirge bilden. Kalksalze sind ferner ein Bestandtheil der

Asche von pflanzlichen und thierischen Substanzen, und finden sich in den Schalen der Schalthiere, den Muscheln, den Eierschalen, in reichlicher Menge in den Knochen und anderen Substanzen mehr.

Die wichtigeren Kalksalze sind folgende:

Kohlensaurer Kalk: CaO, CO_2 .

Der kohlensaure Kalk gehört zu den verbreitetsten Körpern auf der Erdoberfläche, und zwar findet er sich in der Natur in mehr oder weniger reinem Zustande in sehr zahlreichen Modificationen, deren äussere Charaktere aber so verschieden sind, dass Allgemeines über letztere anzugeben nicht möglich ist. Chemisch charakterisirt sich der kohlensaure Kalk durch Unlöslichkeit in Wasser, aber Löslichkeit in kohlensäurehaltigem Wasser, indem er sich in solchem als doppelt-kohlensaurer Kalk auflöst, ferner dadurch, dass er beim Glühen seine Kohlensäure verliert und in Calciumoxyd übergeht, eine Eigenschaft, auf der das Brennen des Kalkes beruht. Von Säuren wird er unter Austreibung der Kohlensäure zersetzt, indem sich ein Kalksalz der angewandten Säure bildet.

Kohlensaurer Kalk.

Vorkommen. Im Mineralreiche findet sich der kohlensaure Kalk in vollkommen reinem Zustande als Kalkspath und Arragonit in wohlausgebildeten Krystallen.

Vorkommen.

Der Kalkspath krystallisirt in Formen, welche dem hexagonalen Systeme angehören, und deren Kernform ein stumpfes Rhomboëder ist. Die von dieser Kernform abgeleiteten, beim Kalkspath vorkommenden Krystallgestalten sind äusserst zahlreich und gehen in die Hunderte. In Island bei Rödefjord findet sich eine Varietät des Kalkspathes: der isländische Doppelspath, der ausgezeichnete, vollkommen durchsichtige und gewöhnlich farblose rhomboëdrische Krystalle bildet und zu optischen Zwecken Anwendung findet.

Kalkspath.

Eine zweite krystallisirte Modification des kohlensauren Kalks ist der Arragonit.

Der Arragonit krystallisirt in Formen, welche dem rhombischen Systeme angehören, und deren Kernform eine gerade Rhombensäule ist. Es ist der kohlensaure Kalk demnach dimorph, und es wurden die Verhältnisse der Dimorphie beim kohlensauren Kalk zuerst näher studirt.

Arragonit.

Ausserdem findet sich der kohlensaure Kalk im Mineralreiche als Marmor, Urkalk, Kreide, Kalkstein, Tropfstein (in den Tropfsteinhöhlen die sogenannten Stalactiten und Stalagmiten bildend), Kalksinter und Bergmilch. Alle diese Modificationen haben entweder krystallinische Textur oder sind, wie die Kreide amorph.

Im Pflanzenreich findet sich der kohlensaure Kalk stets in der Asche der Pflanzen, ist aber häufig erst aus der Verbrennung organischer Kalksalze durch den Process der Einäscherung entstanden.

Im Thierreich ist der kohlen-saure Kalk der vorwiegende Bestandtheil der Muscheln-, Austern-, Eierschalen, der Perlen, Korallen, ferner des Skeletts der wirbellosen Thiere; kohlen-saurer Kalk findet sich ferner bei niederen Wirbelthieren in mikroskopischen Krystallen an verschiedenen Orten abgelagert, ist ein Bestandtheil vieler thierischer Concretionen, des Speichels der Pferde und des Urins pflanzenfressender Thiere, auch in den Knochen der Wirbelthiere und der Menschen ist eine nicht unerhebliche Menge desselben enthalten.

Doppelt-kohlen-saurer Kalk ist ein Bestandtheil des Quellwassers und vieler Mineralwässer.

Doppelt-kohlen-saurer oder saurer kohlen-saurer Kalk ist ein Bestandtheil des Brunnenwassers und vieler Mineralquellen, und als solcher darin aufgelöst. Beim Stehen an der Luft oder beim Erhitzen des Wassers schlägt er sich als einfach-kohlen-saurer Kalk daraus nieder.

Darstellung. Künstlich wird der kohlen-saure Kalk durch Fällung eines löslichen Kalksalzes mit kohlen-saurem Natron als ein weisser Niederschlag gewonnen, der getrocknet ein feines weisses Pulver darstellt.

Schwefelsaurer Kalk: CaO, SO_3 .

Gyps.

Schwefel-saurer Kalk.

Auch der schwefel-saure Kalk findet sich in der Natur in mehreren Varietäten von verschiedenen physikalischen Charakteren. Mit 2 Aeq. Krystallwasser, sohin nach der Formel $\text{CaO}, \text{SO}_3 + 2 \text{aq.}$, bildet er Krystalle des klinorhombischen Systems, deren Kernform eine Klinorectangulärsäule ist. Die Krystalle sind zuweilen sehr vollkommen ausgebildet und durchsichtig, zeigen doppelte Strahlenbrechung, besitzen eine sehr geringe Härte und sind etwas biegsam.

Findet sich im Mineralreiche wasserfrei als Anhydrit.

Wasserfrei, ohne Krystallwasser, findet er sich im Mineralreiche als sogenannter Anhydrit in Krystallen des rhombischen Systems. Der schwefel-saure Kalk ist daher ebenfalls dimorph.

Der schwefel-saure Kalk ist im Wasser nur schwierig löslich. 1000 Thle. Wasser nehmen bei gewöhnlicher Temperatur nicht mehr wie 2 Thle. davon auf. Von den gewöhnlichen Verhältnissen macht der schwefel-saure Kalk die Ausnahme, dass er in warmem Wasser noch weniger löslich ist, als in kaltem.

Brennen des Gypses.

Wird der Krystallwasser enthaltende schwefel-saure Kalk: $\text{CaO}, \text{SO}_3 + 2 \text{aq.}$, erhitzt, so verliert er noch unter 200°C. seine beiden Aequivalente Krystallwasser und verwandelt sich in wasserfreien schwefel-sauren Kalk. Wird dieser mit Wasser benetzt, so nimmt er unter bedeutender Erhitzung sein Krystallwasser wieder auf und erhärtet dabei. Hierauf beruht die Anwendung des Gypses, d. h. des wasserhaltigen schwefel-sauren Kalks, nachdem er gebrannt ist, d. h. entwässert ist, zu Abgüssen (Gypsstuck, Stucco). Zu stark gebrannter Gyps nimmt sein Wasser nicht wieder auf, und ist daher zu letzteren Anwendungen untauglich.

In starker Glühhitze schmilzt der schwefelsaure Kalk zu einer weissen krystallinischen Masse.

Vorkommen. Der schwefelsaure Kalk findet sich im Mineralreiche, wie bereits oben bemerkt, als wasserhaltiger schwefelsaurer Kalk: Gyps im engeren Sinne und als Anhydrit, d. h. wasserfreier schwefelsaurer Kalk. Im dichteren, unreineren Zustande bildet der Gyps als Gypsstein mächtige Gebirgslager, im körnigen krystallinischen Zustande führt er den Namen Alabaster, in wohlausgebildeten Krystallen heisst er Gypsspath, Fraueneis, Marienglas, auch wohl Selenit. Andere Arten des im Mineralreiche vorkommenden Gypses sind der Fasergyps, Schaumgyps und die Gypserde. Ausser den genannten Mineralien findet sich der schwefelsaure Kalk in dem Wasser vieler Quellen und ist ein Bestandtheil mancher Pflanzenaschen; geringe Mengen davon sind auch in der Asche thierischer Gewebe und Flüssigkeiten gefunden.

Vorkommen.

Darstellung. Man erhält künstlich schwefelsauren Kalk durch Darstellung. Fällung eines löslichen Kalksalzes durch Schwefelsäure als einen weissen, krystallinischen Niederschlag.

Salpetersaurer Kalk: CaO, NO_5 .

Im wasserfreien Zustande stellt der salpetersaure Kalk eine weisse Masse von scharf bitterm Geschmack dar, die in Wasser sehr leicht löslich ist. Aus der wässrigen Lösung schießt das Salz mit 4 Aeq. Krystallwasser in säulenförmigen Krystallen an. An der Luft zerfliesst es.

Salpetersaurer Kalk.

Der salpetersaure Kalk findet sich in der Lauge von der Salpeterfabrikation, — als sogenannter Mauersalpeter an feuchten Mauern von Ställen u. dergl. ausgewittert, und häufig in Brunnenwässern. Kann durch Sättigen von kohlenurem Kalk mit Salpetersäure und Abdampfen gewonnen werden.

Unterchlorigsaurer Kalk: CaO, ClO .

Der unterchlorigsaurer Kalk ist der Hauptbestandtheil des sogenannten Chlorkalks oder Bleichkalks, eines Gemenges von unterchlorigsaurem Kalk, Chlorcalcium und Kalkhydrat, welches als ein weisses, meist feuchtes Pulver von schwachem Geruch nach unterchloriger Säure in den Handel kommt. Der Chlorkalk entwickelt mit Säuren Chlor, und wirkt energisch bleichend; Wasser nimmt daraus unterchlorigsaurer Kalk und Chlorcalcium auf, während Kalkhydrat zurückbleibt. Beim Erhitzen verwandelt sich der Chlorkalk in ein Gemenge von Chlorcalcium und chlorsaurem Kalk, und verliert dadurch die Bleichkraft. Auch durch Liegen an der Luft zersetzt er sich allmählich, und verliert dadurch die Eigenschaft zu bleichen; diese Selbstzersetzung ist zuweilen von Explosion begleitet. Der Chlorkalk wird im grossen Maassstabe fabrikmässig durch

Unterchlorigsaurer Kalk

wird fabrikmässig dargestellt.

Sättigung von gelöschtem Kalk mit Chlorgas, oder auch wohl als Flüssigkeit, durch Sättigen von Kalkmilch mit Chlorgas, dargestellt. Die Theorie des Vorganges wird durch nachstehende Formelgleichung ausgedrückt:



Da aber die Sättigung mit Chlorgas gewöhnlich nicht vollständig geschieht, so enthält, wie bereits oben bemerkt, der Bleichkalk gewöhnlich auch noch Kalkhydrat oder sogenanntes basisches Chlorcalcium. Die Zusammensetzung des Chlorkalks lässt denselben als ein Gemenge erscheinen von 1 Aeq. CaO, ClO mit 1 Aeq. basischem Chlorcalcium von der Formel $\text{CaCl}, 2 \text{ Ca O} + 4 \text{ aq.}$ Der Chlorkalk dient zum Bleichen von Baumwolle, Leinen, Papier u. dergl. m., sowie zur Luftverbesserung in Spitälern und ähnlichen Orten, indem er, mit Essig befeuchtet, Chlor entwickelt, welches, wie man weiss, faule Gerüche, Miasmen und Ansteckungsstoffe zerstört.

Phosphorsaurer Kalk.

Phosphor-saurer Kalk.

Die verschiedenen Arten der Phosphorsäure vereinigen sich in mehreren Verhältnissen mit Kalk.

Die Verbindungen der dreibasischen Phosphorsäure mit Kalk sind folgende:

1. $\text{Ca O}, 2 \text{ H O}, \text{P O}_5$, sogenannter saurer phosphorsaurer Kalk;
2. $2 \text{ Ca O}, \text{H O}, \text{P O}_5 + 4 \text{ aq.}$, sog. neutraler phosphorsaurer Kalk;
3. $3 \text{ Ca O}, \text{P O}_5$, basisch-phosphorsaurer Kalk.

Von diesen Verbindungen verdienen die erste und die dritte für unsere Zwecke eine nähere Erwähnung.

Saurer phosphorsaurer Kalk: $\text{Ca O}, 2 \text{ H O}, \text{P O}_5$.

Saurer phosphor-saurer Kalk: $\text{Ca O}, 2 \text{ H O}, \text{P O}_5$

Krystallinische Blättchen und Schüppchen, in Wasser leicht löslich, von saurem Geschmack und saurer Reaction, welche an der Luft zerfließen. Beim Glühen geht dieses Salz in eine glasige Masse über, indem es sämtliches Wasser verliert und sich in metaphosphorsauren Kalk: $\text{Ca O}, \text{P O}_5$, verwandelt.

dient zur Phosphor-darstellung.

Der saure phosphorsaurer Kalk bildet sich, wenn neutraler oder basisch-phosphorsaurer Kalk in Phosphorsäure, Salpetersäure oder Salzsäure gelöst, oder durch Schwefelsäure zersetzt wird. Beim Abdampfen der Lösung scheidet sich dieses Salz aus. Im unreinen Zustande wird dieses Salz zur Phosphorbereitung (s. d.) angewendet, indem es, mit Kohle innig gemengt und geglüht, Kohlenoxyd und Phosphor giebt, während basisch-phosphorsaurer Kalk im Rückstande bleibt.

Aufgeschlossenes Knochenmehl.

Ein Gemenge von saurem phosphorsauren Kalk und Gyps, verunreinigt durch organische Substanz, kommt unter dem Namen aufgeschlossenes Knochenmehl als Düngmittel in den Handel.

Basisch-phosphorsaurer Kalk: $3\text{CaO}, \text{PO}_5$.

Künstlich durch Fällung einer mit Ammoniak versetzten Lösung von Chlorcalcium durch phosphorsaures Natron dargestellt, bildet diese Verbindung einen durchscheinenden, gallertigen Niederschlag, der sich durch Trocknen in ein weisses, erdiges Pulver verwandelt. Beim Glühen für sich wird dieses Salz nicht zersetzt; in reinem Wasser ist es unlöslich, dagegen löst es sich in bemerklicher Menge in kohlenensäurehaltigem Wasser, so wie in Wasser, welches Chlornatrium, Ammoniaksalze oder gewisse organische Substanzen enthält. In Salpetersäure und Salzsäure ist es löslich, es geht aber dabei in sauren phosphorsauren Kalk über, ebenso durch Behandlung mit Schwefelsäure.

Basisch-phosphorsaurer Kalk: $3\text{CaO}, \text{PO}_5$.

Der basisch-phosphorsaure Kalk kann durch Erhitzen von pyrophosphorsaurem Kalk: $2\text{CaO}, \text{PO}_5$, mit Wasser auf 280°C . in rechteckigen Tafeln krystallisirt erhalten werden.

Basisch-phosphorsaurer Kalk findet sich im Mineralreiche krystallisirt als Apatit. Dieses Mineral besteht aus basisch-phosphorsaurem Kalk mit wechselnden Mengen von Fluorcalcium und Chlorcalcium, und bildet Krystalle des hexagonalen Systems, deren Kernform eine regelmässige sechsseitige Säule ist. Amorph oder wenigstens von dichter Textur findet sich der basisch-phosphorsaure Kalk im Mineralreiche als Phosphorit und Osteolith; der bei Amberg vorkommende enthält bemerkbare Mengen von Jod. Er findet sich ferner im Thierreiche in reichlicher Menge in den Knochen. Die weissgebrannten Knochen, d. h. die durch Verbrennen der Knochen erhaltene Asche besteht zu $\frac{4}{5}$ aus phosphorsaurem Kalk und zu $\frac{1}{5}$ aus kohlensaurem Kalk. Diese Asche führt den Namen Knochenerde. Sie dient zur Bereitung des Phosphors und der Phosphorsäure, zur Erzeugung des sogenannten Milchglases, und als Düngmittel. Auch in anderen thierischen Geweben und Flüssigkeiten kommt der basisch-phosphorsaure Kalk vor.

Findet sich im Mineralreiche als Apatit und Phosphorit, und in den Knochen.

Arsensaurer Kalk

kommt im Mineralreiche als Pharmakolith von der Formel: $2\text{CaO}, \text{AsO}_5 + 6\text{aq}$. vor.

Künstlich dargestellt in Wasser wenig lösliches weisses Pulver.

Kieselsaurer Kalk

ist ein Bestandtheil zahlreicher Mineralien. Die Verbindung $[\text{CaO}, \text{SiO}_2]$ bildet den sogenannten Tafelspath oder Wollastonit, ein krystallisiertes Mineral.

Kieselsaurer Kalk.

Borsaurer Kalk

findet sich im Mineralreich als Borocalcit: $\text{CaO}, \text{BO}_3, \text{BO}_2 + 6 \text{ aq.}$ Datolith und Botryolith enthalten neben borsauerm Kalk auch kiesel-sauren Kalk, der Boronatrocalcit neben borsauerm Kalk borsaures Natron.

Haloidsalze
des Cal-
ciums.

Verbindungen des Calciums mit Salzbildnern.
Haloidsalze des Calciums.

Die wichtigeren dieser Verbindungen sind das Chlorcalcium und Fluorcalcium.

Chlorcalcium: CaCl .

Chlorcal-
cium

dient zum
Trocknen
von Gasen
und Ent-
wässern
von Flüssig-
keiten.

Im wasserfreien Zustande ist das Chlorcalcium eine weisse, poröse Masse von bitterlich-scharfem Geschmack, welche in der Glühhitze schmilzt, dann durchscheinend wird und beim Glühen an der Luft etwas Chlor verliert, so dass dann die Lösung alkalisch reagirt. Das Chlorcalcium zieht sehr rasch Feuchtigkeit an der Luft an und zerfließt. Wegen dieser energischen Wasser entziehenden Kraft wird das Chlorcalcium zum Trocknen von Gasen und zum Entwässern von Flüssigkeiten angewendet. Zu ersterem Behufe füllt man Röhren mit Stücken von Chlorcalcium an, und lässt die zu trocknenden Gase durch diese Röhren streichen. Zu letzterem Zwecke schüttelt man die zu entwässernden Flüssigkeiten so lange mit Stücken von Chlorcalcium, als letztere noch feucht werden, oder man destillirt die Flüssigkeiten über Chlorcalcium, d. h. man destillirt sie aus Retorten oder Kolben, in welchen sich Stücke von Chlorcalcium befinden.

Bei dem Auflösen des Chlorcalciums in Wasser findet beträchtliche Erhitzung statt. Dampft man die Lösung vorsichtig ab, so krystallisirt das Chlorcalcium mit 6 Aeq. Krystallwasser: $\text{CaCl} + 6 \text{ aq.}$ in regulären, oft gestreiften sechsseitigen Säulen. Diese Krystalle lösen sich unter starker Kälteerzeugung in Wasser, und geben beim Vermischen mit Schnee eine Kälte von -48°C .

Beim Erhitzen verlieren die Krystalle ihr Krystallwasser vollständig.

Das Chlorcalcium erhält man in ähnlicher Weise wie das Chlorbarium; auch durch Auflösen von kohlen-saurem Kalk in Salzsäure, im unreinen Zustande als Rückstand bei der Ammoniakbereitung (s. d.).

Fluorcalcium: CaFl .

Fluorcal-
cium

Künstlich dargestellt ist das Fluorcalcium ein weisses, körniges, in Wasser unlösliches Pulver. Verknistert beim Erhitzen, und schmilzt erst

in den höchsten Hitzegraden. Durch Säuren wird es unter Entwicklung von Flusssäure zersetzt. Hierauf beruht die Darstellung der Flusssäure (s. d.).

Der Flussspath findet sich in der Natur sehr rein als das unter dem Namen Flussspath bekannte Mineral. Dieser bildet entweder wohl- ausgebildete Krystalle des regulären Systems: Würfel, Octaëder und davon abgeleitete Formen, oder derbe, dichte, körnige Massen, theils farblos, durchsichtig und von lebhaftem Glasglanz, theils undurchsichtig oder nur durchscheinend, und von mannigfachen Farben. Der Flussspath leuchtet beim Erwärmen im Dunkeln, er bietet sonach ein Beispiel der Phosphorescenz dar. Gewisse Varietäten des Flussspaths, namentlich die grüne von Aston-Moor, zeigen ferner die Erscheinung der Fluorescenz, d. h. sie besitzen die Eigenschaft, Licht zu reflectiren oder durchzulassen, dessen Farbe von der des auffallenden verschieden ist. Der oben erwähnte grüne Flussspath sieht, in gewissen Richtungen betrachtet, blau aus. Ein bei Wölsendorf in der Oberpfalz vorkommender Flussspath verbreitet beim Zerschlagen einen ozonähnlichen Geruch; nach Schönbein verdankt er denselben einem Gehalte an Antozon (vergl. S. 344).

ist das unter dem Namen Flussspath bekannte Mineral.

Ausser im Mineralreiche findet sich das Fluorcalcium auch im Thierreiche als Bestandtheil der Knochen und des Zahnschmelzes. Auch in gewissen Mineralwässern, wie z. B. im Carlsbader, hat man geringe Mengen davon nachgewiesen.

Künstlich erhält man das Fluorcalcium durch Fällung eines löslichen Kalksalzes mit einem löslichen Fluormetall, oder durch Behandlung von kohlensaurem Kalk mit wässriger Flusssäure. Das Fluorcalcium dient als Ausgangspunkt für die Darstellung aller übrigen Fluorverbindungen, und wird als Zusatz zu sogenannten Flussmitteln, um gewisse Substanzen leichter in feurigen Fluss zu bringen, d. h. zu schmelzen, in Anwendung gezogen.

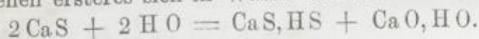
Verbindungen des Calciums mit Schwefel.

Calcium verbindet sich mit Schwefel in mehreren Verhältnissen. Die Bildungsweisen dieser Verbindungen sind ähnliche wie die der Schwefelverbindungen des Kaliums.

Einfach-Schwefelcalcium: CaS,

erhält man durch Glühen von schwefelsaurem Kalk mit Kohle, oder durch Glühen von Kalk in Schwefelwasserstoffgas als eine gelblich-weiße, erdige, unschmelzbare Masse von hepatischem Geschmack, welche in Wasser als solche nicht löslich ist, sondern sich, damit behandelt, in der Art umsetzt, dass Calciumsulphydrat: CaS, HS, und Kalkhydrat gebildet werden, von denen ersteres sich in Wasser auflöst:

Einfach-Schwefelcalcium.



Rhusma.

Das Calciumsulphydrat erhält man auch durch Einleiten von Schwefelwasserstoffgas in Kalkmilch. Die Lösung des Calciumsulphydrats besitzt die merkwürdige Eigenschaft, die Haare der Art anzugreifen, dass sie leicht von der Haut abgestrichen werden können. Diese Verbindung ist auch der wirksame Bestandtheil des sogenannten Rhusma, eine salbenartige Masse, welche bei den Orientalen zur Entfernung von Bart- und Kopffaaren ohne Anwendung des Messers gebraucht wird.

Das Einfach-Schwefelcalcium leuchtet im Dunkeln, wenn es einige Zeit den Sonnenstrahlen ausgesetzt war.

Fünffach-Schwefelcalcium: CaS_5 ,

Fünffach-Schwefelcalcium.

wird neben unterschwefligsaurem Kalk beim Kochen von Kalkhydrat und überschüssigem Schwefel mit Wasser in Gestalt einer gelbrothen Lösung erhalten. Sie dient zur Bereitung der Schwefelmilch und des Wasserstoffpersulfids.

Calcium und Phosphor.

Die Verbindung, welche durch Glühen von reinem kaustischen Kalk in Phosphordampf erhalten wird, hat die Formel Ca_2P , und ist eine rothe bis schwarze amorphe Masse, die zur Bereitung des Phosphorwasserstoffgases dient. Wird sie nämlich in Wasser geworfen, so entwickelt sich sogleich selbstentzündliches Phosphorwasserstoffgas. Dabei bildet sich zuerst flüssiger Phosphorwasserstoff: $\text{Ca}_2\text{P} + 4\text{HO} = 2(\text{CaO}, \text{HO}) + \text{P}_2\text{H}_2$, der aber alsbald in Phosphorwasserstoffgas: PH_3 , und festen Phosphorwasserstoff: P_2H , zerfällt:

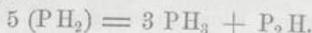
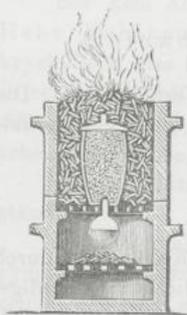


Fig. 157.



Man erhält dieses Phosphorcalcium, indem man zu Kugeln gekneteten Kalk in einen irdenen Tiegel füllt, Fig. 157, dessen Boden ein Loch hat, in welches der Hals eines mit Phosphor gefüllten Kölbchens passt. Der Tiegel steht auf dem Rost eines Ofens, das Kölbchen mit Phosphor befindet sich unterhalb desselben. Man bringt nun den bedeckten Tiegel durch Kohlen zum Rothglühen, und legt hierauf unter das Kölbchen einige glühende Kohlen, so dass der Phosphor verdampft. Die Phosphordämpfe gelangen in den Tiegel und verbinden sich mit dem Calcium zu Phosphorcalcium.

M a g n e s i u m .

Symb. Mg. Aeq. 12. Specif. Gewicht 1,743.

Das Magnesium ist ein silberweisses Metall von ausgezeichnetem Metallglanze, ductil und hämmerbar und lässt sich feilen. Es schmilzt bei einer dem Schmelzpunkte des Zinns nahe liegenden Temperatur und lässt sich in sehr hohen Hitzegraden ähnlich dem Zink destilliren. An der Luft erhitzt, entzündet es sich und verbrennt mit ausserordentlicher Lichtentwicklung zu Magnesiumoxyd. Ein Magnesiumdraht in den Saum der Flamme der Bunsen'schen Gaslampe gehalten, brennt mit einem weissen Lichte, welches so blendend ist, dass es das Auge nicht zu ertragen vermag. Mit Chlor vereinigt es sich unter Feuererscheinung. An trockener Luft verändert es sich wenig und ist überhaupt weniger oxydabel als die vorhergehenden Metalle. Es zersetzt das Wasser bei gewöhnlicher Temperatur nicht, oder wenigstens kaum merklich. Wasser von 30° C. zersetzt es unter Wasserstoffentwicklung, aber nicht sehr energisch. Bei 100° C. aber geht diese Zersetzung sehr lebhaft von statten. Auf Chlorwasserstoffsäure geworfen, entzündet es sich, indem es sich in Chlormagnesium unter Wasserstoffentwicklung verwandelt. Von verdünnten Säuren wird es oxydirt und aufgelöst.

Eigen-
schaften.

Vorkommen. Das Magnesiummetall findet sich als solches in der Natur nicht.

Vorkommen

Darstellung. Man erhält das Magnesium durch Zersetzung von Chlormagnesium durch Kalium oder Natrium, besser und in grösserer Menge aber nach folgendem Verfahren: ein Gemenge von 6 Thln. Chlormagnesium, 1 Thl. geschmolzenen Chlornatrium-Chlorkalium und 1 Thl. gepulverten Flussspath mischt man mit 1 Thl. Natrium in Stücken, und trägt das Gemenge in einen glühenden irdenen Tiegel ein, erhitzt zuletzt stärker und rührt die Masse um. Nach dem Erkalten zerschlägt man den Tiegel und wäscht das zusammengesmolzene reducirte Magnesium mit Wasser oder verdünnter Salmiaklösung rasch ab.

und Dar-
stellung

Behufs der elektrolytischen Darstellung des Magnesiums benutzt man eine Mischung von nahezu gleichen Gewichtstheilen Chlorkalium und Chlormagnesium, welche man erhält, indem man einer Lösung von Chlormagnesium eine dem Gehalte derselben entsprechende Gewichtsmenge Chlorkalium und etwas Chlorammonium zusetzt und die abgedampfte Masse schmilzt. Diese Masse bringt man dann in einen dickwandigen und hohen Porzellantiegel, der durch ein eingesetztes Stück Porzellan in zwei Zellen getheilt ist (Fig. 158 a. f. S.).

durch
Elektrolyse.

Nachdem das Gemisch von Chlorkalium und Chlormagnesium in diesem Tiegel geschmolzen ist, setzt man einen Deckel auf, durch welchen die aus Gaskohle gefeilten Polenden in der Art gehen, dass dieselben in die beiden Abtheilungen des Tiegels und das darin geschmolzene Gemisch reichen. Die Einrichtung versinnlicht Fig. 159.

Wie aus der Abbildung ersichtlich ist, giebt man dem negativen Pole eine treppenförmig eingekerbte Form, wodurch bezweckt werden soll,

Fig. 158.



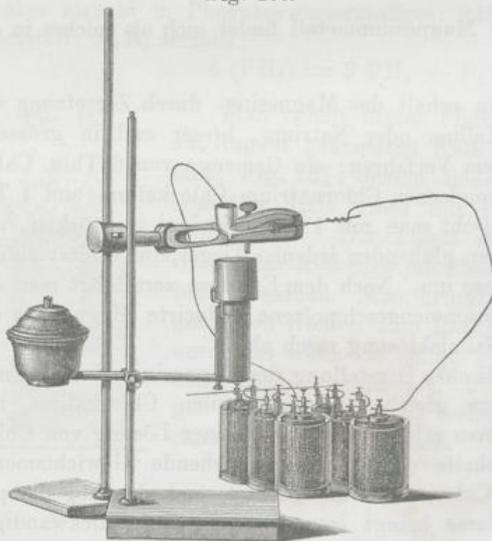
Fig. 159.



Fig. 159. dass das reducirte Metall an diesen Einschnitten sich festsetze und dadurch verhindert werde, an die Oberfläche der geschmolzenen Flüssigkeit zu steigen, denn wenn letzteres stattfindet, so verbrennt das Magnesium so gleich. Doch wird durch diese Einrichtung dieser Uebelstand nicht vollständig vermieden. Die elektrolytische Darstellung des Magnesiums führt aus diesen Gründen einen grossen Verlust mit sich. Nach dem Erkalten findet man die Magnesiumkügelchen beim Zerschlagen des Kuchens in demselben überall eingewachsen.

Die elektrolytische Darstellung des Magnesiums eignet sich übrigens zu einem Collegienversuche, und kann in nachstehender Weise auch in einem sogenannten kölnischen Pfeifenkopfe ausgeführt werden: Man spannt selben, wie Fig. 160 versinnlicht, in einen Halter, füllt den Kopf mit Chlor-

Fig. 160.



magnesium - Chlorkalium, schmilzt dieses, und bringt nun in selben durch das Pfeifenrohr eine Stricknadel, die mit dem einen Poldrahte in Verbindung steht, während man den andern Pol, aus einer Kokesspitze bestehend, durch die Mündung des Kopfes in das geschmolzene Chlorür einsenkt. Nach dem Erkalten findet man kleine Magnesiumkügelchen in die Salzmasse eingesprenzt, der grösste Theil des Magnesiums aber verbrennt bei diesem Experimente.

Fig. 160. magnesium - Chlorkalium, schmilzt dieses, und bringt nun in selben durch das Pfeifenrohr eine Stricknadel, die mit dem einen Poldrahte in Verbindung steht, während man den andern Pol, aus einer Kokesspitze bestehend, durch die Mündung des Kopfes in das geschmolzene Chlorür einsenkt. Nach dem Erkalten findet man kleine Magnesiumkügelchen in die Salzmasse eingesprenzt, der

Geschichtliches. Davy stellte die ersten Versuche zur Isolirung des Magnesiums an, rein wurde es aber erst von Liebig und Bussy erhalten. Bunsen ermittelte die Bedingungen seiner Reindarstellung auf elektrolytischem Wege (1852). Geschichtliches.

Verbindungen des Magnesiums.

Man kennt bisher nur eine Verbindung des Magnesiums mit Sauerstoff. Das Magnesiumoxyd: MgO .

Magnesiumoxyd: MgO .

Syn. Magnesia, Bittererde, Talkerde.

Sehr feines, weisses, voluminöses Pulver, welches nur in den höchsten Bittererde. Hitzegraden schmilzt, von 3,65 specif. Gewicht, geschmack- und geruchlos und beinahe unlöslich in Wasser (ein Theil Magnesia braucht 50,000 Thle. Wasser zur Auflösung). Reagirt, auf nasses geröthetes Lackmuspapier gelegt, schwach alkalisch und ist eine kräftige Salzbasis, die sich mit Säuren zu den Bittererde- oder Magnesiumsalzen vereinigt. Aus der Luft zieht die Magnesia Kohlensäure an, indem sie sich damit zu kohlensaurer Magnesia verbindet.

Die *Magnesia usta* der Pharmacopoeen ist durch Glühen von kohlensaurer Magnesia erhaltenes, gewöhnlich nicht ganz reines Magnesiumoxyd. Magnesia usta.

Das Magnesiumoxyd findet sich als solches rein in der Natur nicht. Mit etwas Eisenoxydul kömmt es in der Natur in Octaëdern krystallisirt vor und zwar als das unter dem Namen Periklas bekannte Mineral. Dasselbe kann auch künstlich erhalten werden, und zwar durch Glühen von Magnesia und Eisenoxyd im Strome des Chlorwasserstoffgases. Man erhält reines Magnesiumoxyd durch anhaltendes Glühen der kohlensauren Bittererde.

Das Magnesiumoxyd findet in der Medicin als Arzneimittel und als Gegengift bei Arsenikvergiftungen Anwendung, indem es sich mit der arsenigen Säure zu einer unlöslichen, und daher keine weiteren giftigen Wirkungen äussernden Verbindung vereinigt.

Magnesiumoxydhydrat: MgO,HO .

Magnesiahydrat, Bittererdehydrat.

Das Magnesiumoxyd erhitzt sich mit Wasser nicht, verbindet sich aber damit allmählich zu Hydrat, welches entweder ein weisses, leichtes, geschmack- und geruchloses Pulver, oder eine halbdurchsichtige spröde Masse darstellt. Ist in Wasser so gut wie unlöslich und verliert das Hydratwasser bei gelindem Erhitzen. Bittererdehydrat

findet sich
im Mine-
ralreiche
als Brucit.

Das Bittererdehydrat findet sich im Mineralreiche krystallisirt als Brucit oder rhomboëdrischer Kupferglimmer in Krystallen des hexagonalen Systems. Wird künstlich erhalten durch Fällung eines löslichen Magnesiumsalzes durch Kali oder Baryt, oder durch directe Einwirkung von Wasser auf Magnesia.

Magnesia
alba.

Die sogenannte *Magnesia alba* der Pharmacopoeen enthält Magnesiahydrat und kohlensaure Magnesia. Man erhält sie durch Fällung von schwefelsaurer Magnesia mit kohlensaurem Kali oder Natron und Trocknen des voluminösen Niederschlags. Die Zusammensetzung dieses Präparates variirt je nach der Concentration der Lösung, der Temperatur bei der Fällung und der Menge des zugesetzten Alkalis.

Das Bittererdehydrat findet dieselbe Anwendung wie das Magnesiumoxyd.

Verbindungen des Magnesiumoxydes mit Säuren. Magnesia- oder Bittererdesalze.

Bittererde-
salze.

Die Bittererdesalze sind nur zum Theil in Wasser auflöslich. Die auflöslichen sind durch einen eigenthümlich und unangenehm bitteren Geschmack ausgezeichnet, und wirken in grösseren Dosen, innerlich genommen, als Abführmittel. Alle in Wasser unlöslichen Bittererdesalze, mit Ausnahme der Bittererdesilicate, lösen sich in Salz- und Salpetersäure. Die Bittererdesalze werden beim Glühen meist zersetzt. Endlich ist noch hervorzuheben, dass die Bittererdesalze mit den Ammoniaksalzen gern Doppelverbindungen eingehen, sogenannte Doppelsalze bilden, die meist löslich sind. Hierauf beruht es, dass die Bittererdesalze durch Ammoniak nur zum Theil niedergeschlagen werden, indem sich das gebildete Ammoniaksalz mit dem noch unzersetzten Bittererdesalze zu einem Doppelsalze vereinigt, welches weder durch Ammoniak, noch durch Bittererde eine weitere Zersetzung erleidet. Phosphorsaures Natron erzeugt in den mit etwas Ammoniak versetzten wässrigen Auflösungen der Bittererdesalze einen weissen Niederschlag von phosphorsaurer Ammoniakmagnesia.

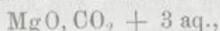
Bittererdesalze kommen in allen drei Naturreichen vor. Sie sind ein Bestandtheil mancher Gesteinsarten, vieler Mineralien, des auf der Erde vorkommenden Wassers und der Asche von Pflanzen und Thieren. Die wichtigeren Bittererdesalze sind folgende:

Kohlensaure Magnesia: MgO, CO_2 .

Kohlen-
saure Bit-
tererde

Durch Fällung von schwefelsaurer Magnesia mit kohlensaurem Natron oder Kali erhält man einen weissen Niederschlag, der nach dem Trocknen die sogenannte *Magnesia alba*, ein Gemenge von kohlensaurer Magnesia und Magnesiahydrat, darstellt. Wird die *Magnesia alba* in Wasser sus-

pendirt und Kohlensäuregas durchgeleitet, so scheiden sich aus der abfiltrirten Lösung kleine Prismen von der Zusammensetzung



sonach kohlensaure Magnesia mit 3 Aeq. Krystallwasser aus.

Neutrale kohlensaure Magnesia ohne Krystallwasser findet sich in der Natur als das unter dem Namen Magnesit bekannte Mineral. Dasselbe bildet compacte derbe Massen von weisser Farbe (dichter Magnesit) oder Krystalle des hexagonalen Systems (Magnesitpath); in freier Kohlensäure aufgelöst, als doppelt-kohlensaure Magnesia, findet sich die kohlensaure Magnesia in vielen Mineralwässern. Kohlensaure Bittererde ist ferner ein Bestandtheil vieler pathologischer im Thierorganismus sich bildender Concremente und des Harns der Herbivoren.

bildet das Mineral: Magnesit.

Schwefelsaure Magnesia: $\text{MgO}, \text{SO}_3 + 7 \text{ aq.}$

Syn. Bittersalz, Epsomer Salz, *Sal amarum*.

Wasserklare, farblose, gewöhnlich kleine Krystalle des rhombischen Systems von eckelhaft bitter-salzigem Geschmack, in Wasser leicht löslich. Beim Erhitzen auf 150° C. verliert das Salz 6 Aeq. Krystallwasser, das siebente aber erst bei einer Temperatur von 200° C. Lässt man die schwefelsaure Magnesia aus ihrer wässrigen Lösung bei 30° C. krystallisiren, so krystallisirt sie mit nur 6 Aeq. Krystallwasser in anderer Krystallform.

Schwefelsaure Bittererde.

Die schwefelsaure Magnesia ist ein Bestandtheil der sogenannten Bitterwasser: Mineralquellen mit vorwiegendem Gehalte an diesem Salze. Die bekanntesten derartigen Mineralquellen sind die von Epsom in England, Saidschütz, Sedlitz und Püllna in Böhmen. Sie findet sich ferner im Meerwasser, in der Mutterlauge der Salzsoolen und wittert endlich aus manchen Mauern und Gesteinen als sogenanntes Haarsalz aus. Die Mutterlauge mancher Salzsoolen ist so reich an schwefelsaurer Magnesia, dass sie als künstliches Bitterwasser in den Handel gebracht und ärztlich angewendet wird. Derartige künstliche Bitterwasser sind das Friedrichshaller und das Kissinger. Die schwefelsaure Bittererde wird im Grossen aus den Bitterwassern, natürlichen wie künstlichen, durch Abdampfen und Krystallisiren gewonnen. Auch durch Behandlung des Dolomits, einer aus kohlensaurem Kalk und kohlensaurer Bittererde bestehenden Gesteinsart, kann durch Behandlung mit Schwefelsäure schwefelsaure Magnesia gewonnen werden. Es bildet sich dabei schwefelsaurer Kalk, der sich als schwerlöslich abscheidet, und schwefelsaure Magnesia, die gelöst bleibt und durch Abdampfen krystallisirt erhalten werden kann.

Bitterwasser.

Salpetersaure Magnesia: $\text{MgO}, \text{NO}_3 + 6 \text{ aq.}$

Krystallisirt in rhombischen Säulen und Nadeln, von scharf-bitterem Geschmack. Ist ausserordentlich leicht in Wasser löslich und zerfliesslich. Die Krystalle verlieren beim Erhitzen 5 Aeq. Krystallwasser.

Salpetersaure Bittererde.

Findet sich in manchen Brunnenwässern und bildet sich in den Salpeterplantagen. Wird durch Auflösen von kohlen-saurer Magnesia in Salpetersäure und Abdampfen erhalten.

Phosphorsaure Magnesia: $2 \text{MgO}, \text{HO}, \text{PO}_5 + 14 \text{aq.}$

Phosphor-saure
Bittererde.

Man erhält diese Verbindung als amorphen Niederschlag durch Fällung einer concentrirten Lösung von schwefelsaurer Magnesia mit gewöhnlichem phosphorsauren Natron. Aus verdünnten Lösungen der beiden vermischten Salze scheidet sie sich allmählich in sechsseitigen Säulen und Nadeln ab. Die Krystalle verwittern an der Luft sehr rasch. Sie sind in Wasser schwer löslich, aber löslich in Säuren. Wenn man die Verbindung mit Wasser kocht, so zerfällt sie in Phosphorsäure und in ein basisches Salz.

Die phosphorsaure Bittererde ist ein Bestandtheil der Getreidearten, namentlich der Samen, ferner der Knochen der Thiere und mancher pathologischen Concretionen (Blasen- und Darmsteine).

Kieselsaure Magnesia

Kieselsaure
Bittererde.

bildet mehrere wichtige Mineralien. Von diesen sind zu nennen:

Speckstein: $3 \text{MgO}, 4 \text{SiO}_2$. Findet mannigfache Anwendung als Mittel zum Ausmachen von Flecken, als Putz- und Polirpulver, zur Verfertigung von Gasbrennern u. dgl. m.

Meerschaum: $2 \text{MgO}, 3 \text{SiO}_2 + 2 \text{aq.}$ Seine Anwendung zu Pfeifenköpfen ist bekannt.

Talk mit seinen Varietäten. Bildet eine eigenthümliche Gebirgsart: den Talkschiefer und den sogenannten Topfstein. Wird zu Schminke, zur Fertigung von Geschirren u. dgl. verwendet.

Serpentin oder Ophit: $3 \text{MgO}, 2 \text{SiO}_2 + 2 \text{aq.}$, bildet eine eigenthümliche Gesteinsart: den Serpentinfels. Findet zur Anfertigung von Reibschalen und anderen chemischen Geschirren Anwendung.

Chrysolith: $2 \text{MgO}, \text{SiO}_2$, wird zu Schmuckgegenständen verarbeitet. Ist ein charakteristischer Gemengtheil von Basalten und basaltischen Laven.

Verbindungen der Magnesiasalze mit anderen Salzen. Magnesia-Doppelsalze.

Magnesia-Doppel-salze.

Die Magnesiasalze haben eine ausgesprochene Neigung, sogenannte Doppelsalze zu bilden. Von den zahlreichen derartigen Doppelsalzen mögen nachstehende besondere Erwähnung finden:

Kohlensaure Kali-Magnesia: $\text{KO}, 2 \text{CO}_2 \cdot 2 (\text{MgO}, \text{CO}_2) + 9 \text{aq.}$

Scheidet sich aus einem Gemische einer Chlormagnesiumlösung und einer concentrirten Lösung von saurem kohlensauren Kali in prismatischen Krystallen aus. Verliert schon bei 100°C. Krystallwasser. Wird bei stärkerer Hitze zersetzt. Wird auch durch Wasser schon zersetzt.

Kohlen-
saure Kali-
Magnesia.

Kohlensaure Kalk-Magnesia: $\text{MgO}, \text{CO}_2 \cdot \text{CaO}, \text{CO}_2.$

Findet sich in der Natur in stumpfen Rhomboëdern krystallisirt als Bitterspath und ist der wesentliche Bestandtheil der unter dem Namen Dolomit bekannten Gesteinsart.

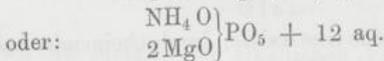
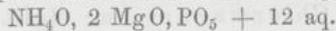
Kohlen-
saure Kalk-
Magnesia.

Schwefelsaure Kali-Magnesia: $\text{KO}, \text{SO}_3 \cdot \text{MgO}, \text{SO}_3 + 6 \text{aq.}$

Scheidet sich aus der abgedampften Mutterlauge des Meerwassers und der Salzsoolen, namentlich der Lüneburger, Schönebecker und Kissingener, in grossen durchsichtigen harten Krystallen des monoklinometrischen Systems aus. Verliert beim Erhitzen auf 132°C. alles Krystallwasser. Ist in Wasser löslich.

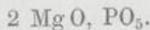
Schwefel-
saure Kali-
Magnesia.

Phosphorsaure Ammoniak-Magnesia:



Stellt ein weisses, sandiges Krystallpulver dar, oder durchscheinende grössere Krystalle: vierseitige Säulen mit vier Flächen unregelmässig zugespitzt. In Wasser nur sehr wenig löslich, unlöslich in ammoniakhaltigem Wasser. Verwandelt sich durch Glühen in pyrophosphorsaure Magnesia:

Phosphor-
saure Am-
moniak-
Magnesia.



Auf der Bildung dieses Salzes beruht die Entdeckung und quantitative Bestimmung der Magnesia in Lösungen. Versetzt man nämlich eine Lösung, welche Magnesiasalze enthält, mit Salmiak und Ammoniak und hierauf mit phosphorsaurem Natron, so scheidet sich sämmtliche Bittererde als phosphorsaure Ammoniak-Magnesia in Gestalt eines krystallinischen Niederschlags aus. Wird derselbe nach seiner vollständigen Abscheidung auf einem Filter gesammelt, mit ammoniakhaltigem Wasser ausgewaschen, getrocknet und geglüht, so kann man aus dem Gewichte der so erhaltenen pyrophosphorsauren Magnesia den Magnesiagehalt berechnen.

Die phosphorsaure Ammoniak-Magnesia ist ein Bestandtheil gewisser Harnsteine und bildet sich bei dem Faulen des Harns, hier in wohlausgebildeten Krystallen, sowie auch anderer thierischer Flüssigkeiten. Wird

Ist ein Be-
standtheil
von Harn-
steinen und
Harnsedimen-
ten.

auch in den Excrementen nicht selten gefunden. Die Bildung dieses Salzes im Thierkörper erklärt sich aus dem Vorkommen der phosphorsauren Bittererde im Thierkörper. Indem bei der Fäulniss stickstoffhaltiger thierischer Stoffe Ammoniak gebildet wird, vereinigt sich dieses Ammoniak zum Theil mit der vorhandenen phosphorsauren Magnesia zu dem Doppelsalz, welches sich seiner Schwerlöslichkeit halber ausscheidet.

Magnesia-Doppelsilicate

Magnesia-Doppelsilicate.

finden sich im Mineralreiche ziemlich häufig.

Kieselsaure Kalk-Magnesia

ist in verschiedenen Verhältnissen der wesentliche Bestandtheil der Augite und Hornblenden. Auch der Asbest und Olivin gehören hierher.

Verbindungen des Magnesiums mit Salzbildnern.

Haloidsalze des Magnesiums.

Haloidsalze des Magnesiums.

Von diesen Verbindungen ist die wichtigste das

Chlormagnesium: $MgCl$.

Chlormagnesium.

Im wasserfreien Zustande eine weisse, durchscheinende, bei schwachem Glühen schmelzende und beim Erkalten krystallinisch erstarrende Masse darstellend, die sich in Wasser sehr leicht unter heftiger Erhitzung löst und aus der wässrigen Lösung beim Abdampfen nur schwierig in säulenförmigen Krystallen mit 6 Aeq. Krystallwasser, $MgCl$, 6 aq., anschießt. Die Krystalle sind zerfliesslich, schmecken bitter und scharf und verlieren beim Erhitzen Salzsäure und Wasser und verwandeln sich in ein Gemenge von Bittererde und Chlormagnesium. Die Verbindung kann daher nicht unzersetzt durch Abdampfen von Bittererde mit Chlorwasserstoffsäure erhalten werden.

Das Chlormagnesium ist ein Bestandtheil des Meerwassers, der Salzsöolen und vieler anderer Mineralquellen.

Darstellung.

Darstellung. Um trockenes Chlormagnesium, welches man zur elektrolytischen Abscheidung des Magnesiums benutzt, darzustellen, versetzt man die wässrige Lösung des Chlormagnesiums mit Salmiak, dampft zur Trockne ab und erhitzt den Rückstand zum Rothglühen. Dadurch wird die Zersetzung des Chlormagnesiums vermieden. Indem sich der Salmiak verflüchtigt, bleibt das Chlormagnesium als geschmolzene Masse zurück.

Brom- und Jodmagnesium.

Brom- und Jodmagnesium, deren allgemeiner Charakter der des Chlormagnesiums ist, verdienen als Bestandtheile des Meerwassers,

der Salzsoolen und gewisser jod- und bromhaltiger Mineralquellen Ernährung.

Verbindungen des Magnesiums mit Schwefel und anderen Metalloiden.

Die Affinität des Magnesiums zum Schwefel ist geringer, als die der bis nun abgehandelten Metalle, und es sind die Verbindungen dieser beiden Elemente noch wenig studirt. Es giebt ein Magnesiumsulfuret: MgS , und ein Magnesiumsulphydrat: MgS, HS . Die Bildung der letzteren Verbindung erfolgt in ähnlicher Weise, wie die des Calciumsulphydrats.

Durch Einwirkung von Stickstoffgas auf Magnesium in der Rothgluth bildet sich Stickstoffmagnesium: Mg_3N , eine grünlichgelbe amorphe Masse, welche in feuchter Luft in Magnesia und Ammoniak zerfällt, und mit Wasser dieselbe Zersetzung unter sehr starker Wärmeentwicklung erleidet. Mit verdünnten Säuren liefert es Magnesia- und Ammoniaksalze. Durch Kohlensäure und Kohlenoxyd wird es in Magnesia und Cyan verwandelt.

Glas.

Bevor wir die Metalle der alkalischen Erden verlassen, ist es am Platze, das Wesentliche über die Natur und Zusammensetzung des Glases mitzutheilen. Das Glas ist ein Kunstproduct, welches seinen hohen Werth in dem Leben der Culturvölker seiner vollkommenen Durchsichtigkeit, seinen optischen Eigenschaften überhaupt und seiner grossen chemischen Beständigkeit verdankt. Zuzufolge ersterer Eigenschaft ist es zur Anfertigung von Trink- und anderen Geschirren, zu Fenstern u. s. w. bisher noch durch kein anderes Material ersetzbar, seiner übrigen genannten Eigenschaften halber wird es zu optischen Instrumenten, Spiegeln und chemischen Utensilien angewandt und ist namentlich in letzterer Beziehung dem Chemiker ganz unentbehrlich. Für Letzteren ist es nicht allein seiner Durchsichtigkeit und Härte wegen so unschätzbar, sondern namentlich auch deshalb, weil es durch Säuren und die meisten Flüssigkeiten so gut wie nicht angegriffen und bei hoher Temperatur so weich wird, dass es von ihm nach Willkür in alle zu seinen Zwecken dienende Formen mit Leichtigkeit gebracht werden kann, so dass er seinen Apparaten mittelst der sogenannten Glasbläserlampe die gewünschte Form geben, ja sie sich ganz selbst construiren kann.

Das Glas ist ein Product, welches durch Zusammenschmelzen von Kieselsäure mit verschiedenen Metalloxyden, insbesondere Kali, Natron, Kalk, Bittererde, und zuweilen auch Bleioxyd erhalten wird. Seiner

chemischen Natur nach ist es ein in Glühhitze zusammengeschmolzenes Gemenge zweier oder mehrerer kiesel-saurer Salze, d. h. Silicate, worunter kiesel-saures Kali und kiesel-saures Natron in der Regel den Hauptbestandtheil ausmachen, doch giebt es auch Gläser, die vorwiegend aus kiesel-saurem Kalk oder aus kiesel-saurem Bleioxyd bestehen.

Verschiedene Arten des Glases.

Die wichtigsten Glassorten sind das Bouteillen- und Fensterglas (sogenanntes grünes Glas), das weisse Glas, Spiegelglas, Krystallglas, Flint- und Crown-glas, der Strass, das Email und die farbigen Gläser.

Von diesen Gläsern bestehen das Bouteillen- und Fensterglas im Wesentlichen aus vorwiegend kiesel-saurer Kalkerde mit kiesel-saurer Bittererde, Thonerde, Kali, Eisenoxyd und etwas Mangan- oxyd; das weisse böhmische vorzugsweise aus kiesel-saurem Kali mit kiesel-saurem Kalk; das weisse französische vorwiegend aus kiesel-saurem Natron; das Krystallglas aus kiesel-saurem Kali und kiesel-saurem Bleioxyd; das zu optischen Zwecken, Linsen u. dgl. verwendete Flintglas ebenfalls aus kiesel-saurem Kali und kiesel-saurem Bleioxyd, während das Crown-glas, ein ebenfalls zu optischen Zwecken verwendetes Glas, bleifrei ist, und vorwiegend kiesel-saures Kali enthält.

Der Strass ist ein zur Darstellung künstlicher Edelsteine dienendes Glas, welches im Wesentlichen aus Kieselsäure, Borsäure, Bleioxyd, Kali und Natron besteht, und, falls gefärbte Edelsteine nachgeahmt werden sollen, noch einen Zusatz von gewissen anderen Metalloxyden bekommt. Gewisse Metalloxyde haben nämlich die Eigenschaft, der Glasmasse vor dem Schmelzen zugesetzt, dem Glase bestimmte Färbungen zu ertheilen.

Email ist ein leichtflüssiges, bleihaltiges Glas. Bei dem sogenannten undurchsichtigen Email wird die Undurchsichtigkeit durch einen Zusatz von Zinnoxid bewerkstelligt. Auch das Milchglas ist ein in ähnlicher Weise durch Knochenasche undurchsichtig gemachtes Glas.

Von den farbigen Gläsern, deren Zusammensetzung im Allgemeinen die des gewöhnlichen Glases ist, wird das rothe gewöhnlich durch einen Zusatz von Eisenoxyd, Kupferoxyd oder Gold, das gelbe durch Antimon- oder Uranoxyd, das grüne durch Kupferoxyd oder Chromoxyd, das blaue und violette durch Kobaltoxydul und Braunstein (Mangansuperoxyd) erzeugt.

Man unterscheidet zwischen leicht- und schwerschmelzbarem Glase. Die bleihaltigen Gläser sind die am leichtesten schmelzbaren; deshalb, und weil dieselben das Licht sehr stark brechen, finden diese Gläser vorzugsweise in der Optik Anwendung.

Von den gewöhnlichen weissen Gläsern ist das sogenannte Natron-glas leicht schmelzbar, das böhmische Kaliglas dagegen das am schwierigsten schmelzbare, und es ist daher letzteres dem Chemiker, wo es sich um die Anwendung von Glasröhren, Retorten u. dgl. handelt, die längere Zeit einer starken Hitze ausgesetzt werden sollen, ganz besonders unent-behrlich.

Die gewöhnlichen Materialien zur Glasfabrikation sind Quarz oder Sand (Kieselerde), Pottasche oder Soda (Kali und Natron), auch wohl Glaubersalz, — und Marmor, Kreide oder Kalkstein (Kalk- und Bittererde). Bei der Verfertigung des Bleiglasses wird dem Glassatz noch eine gewisse Menge Mennige (Bleioxyd) zugesetzt. Diese Substanzen werden in bestimmten, je nach der Natur des zu erzielenden Glases wechselnden Verhältnissen innig gemengt, und als sogenannter Glassatz in den sogenannten Glashäfen auf den Glashütten zusammengeschmolzen. Dabei findet die chemische Vereinigung statt, und es entsteht eine flüssige Masse, welche beim Erkalten alle Grade der Weichheit durchläuft, so dass sie sich giessen oder durch Blasen in jede beliebige Form bringen lässt. Die aus Glas gefertigten Gegenstände werden in der That durch Giessen oder durch Blasen in die gewünschte Form gebracht.

Glasfabrikation.

Bei der Fabrikation des weissen Glases wird dem Glassatze gewöhnlich auch etwas Mangansuperoxyd zugesetzt, welcher erfahrungsgemäss als Entfärbungsmittel wirkt. Der Grund hiervon, über den die Ansichten getheilt sind, scheint ein physikalischer und auf die Theorie der complementären Farben zurückzuführen zu sein. Auch ein Zusatz von Salpeter oder arseniger Säure wird zuweilen in ähnlicher Absicht gemacht.

Das Glas ist bereits seit den ältesten Zeiten bekannt, der Aufschwung der Glasfabrikation und seine allgemeine Anwendung datirt aber erst aus dem sechszehnten Jahrhundert, wo in Venedig auf der Insel Murano noch heute bestehende Glashütten entstanden.

III. Metalle der eigentlichen Erden.

Aluminium, Al. Beryllium, Be. Zirkonium, Zr. Yttrium, Y.
Erbium, E. Terbium, T. Norium, No. Thorium, Th.
Lanthan, La. Didym, D. Cerium, Ce.

Allgemeiner Charakter. Die Metalle der eigentlichen Erden sind als solche im gediegenen Zustande, mit Ausnahme des Aluminiums und Berylliums, noch wenig gekannt. Sie haben Metallglanz, sind schwerer als Wasser, haben aber im Allgemeinen ein geringes spezifisches Gewicht, verbrennen erst in hohen Hitzegraden, leichter in Chlorgas, und zersetzen das Wasser bei gewöhnlicher Temperatur nicht, auch beim Kochen nur wenig, wohl aber unter Mitwirkung einer starken Säure. Sind an der Luft ziemlich beständig.

Allgemeiner Charakter.

Die Oxyde dieser Metalle, die sogenannten Erden, sind meist weisse, in der Ofenhitze unschmelzbare, feuerbeständige, geschmack- und