

Verbindungen des Ammoniums mit Schwefel.

Schwefel-
ammonium.

Schwefelammonium: NH_4S oder $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Diese dem Einfach-Schwefelkalium correspondirende Verbindung stellt farblose, nadelförmige Krystalle von alkalischer Reaction dar, welche schon bei gewöhnlicher Temperatur sich zersetzen, indem sie einen Theil ihres Ammoniaks verlieren.

In Lösung erhält man das Schwefelammonium, wenn man wässeriges kaustisches 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.

Ammo-
niumsulf-
hydrat.

Ammoniumhydrosulfür: Ammoniumsulfhydrat: $(\text{NH}_4)\text{HS}_2$ oder $(\text{NH}_4)\text{HS}$ oder $\text{NH}_4\text{S}, \text{HS}$. 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. Sehr starke Sulfobase.

Man erhält das Ammoniumhydrosulfür 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 kaustischen 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 Ammoniumhydrosulfür (Schwefelammonium der Laboratorien), so bilden sich Sulfosalze.

II. Metalle der alkalischen Erden.

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

Allgemeiner
Charakter
der Metalle
deralka-
lischen
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, 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 Hydroxyden oder Hydraten, den kaustischen alkalischen Erden. Diese haben einen ätzenden laugenhaften Geschmack, der aber weniger ausgesprochen ist, wie bei den kaustischen Alkalien und sind in Wasser, wenngleich schwieriger wie die Hydrate der Alkalien, löslich (Magnesiumhydroxyd 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 phosphorsauren 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.

Die neuere Theorie betrachtet die Metalle der alkalischen Erden als bivalent oder zweiwerthig, mit welcher Annahme insbesondere die Atomwärme derselben in Uebereinstimmung steht (vgl. S. 391). Demgemäss wären die Atomgewichte derselben doppelt so gross wie ihre Aequivalentgewichte. Allein die Durchführung der Bivalenz dieser Metalle in den Formeln ihrer Salze stösst auf Schwierigkeiten bei den Salzen einbasischer Säuren, so namentlich der Salpetersäure. Wir werden daher in Nachfolgendem uns vorzugsweise der Aequivalentformeln bedienen.

B a r y u m .

Symbol Ba. Aequivalentgewicht = 68,5. Atomgewicht = Ba^{II} = 137.
 Specificisches 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.

Eigen-schaften.

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

Vorkommen.

Darstellung. 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.

Verbindungen des Baryums.

Baryum und Sauerstoff.

Verbindungen des Baryums.

Es sind zwei Oxyde des Baryums bekannt:

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

Baryumoxyd.

Syn. Baryt.

BaO	Ba ^{II} O
Äquivalentgewichtsformel.	Atomistische Molekularformel.

Äquivalentgewicht = 76,5. Molekulargewicht = 153,0.

Baryumoxyd.

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 Baryumhydroxyd. 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.

Baryumhydroxyd.

Baryumoxydhydrat.

Barythydrat, Aetzbaryt, kaustischer Baryt.

BaHO ₂ oder BaO, HO	Ba ^{II} H ₂ O ₂
Äquivalentgewichtsformel.	Atomistische Molekularformel.

Äquivalentgewicht = 85,5. Molekulargewicht = 171.

Barythydrat.

Baryumoxyd mit Wasser befeuchtet, verbindet sich damit unter sehr starker Erhitzung und zerfällt dabei zu einem weissen Pulver, dem Baryumhydroxyd. Dasselbe schmilzt in gelinder Glühhitze und zieht aus der Luft Kohlensäure an, indem sich kohlen-saurer Baryt bildet. Verliert auch durch das heftigste Glühen kein Wasser. In kochendem Wasser ist das Barythydrat leicht löslich. Beim Erkalten der heiss filtrirten

Lösung scheidet sich krystallisirter Aetzbaryt in Blättern oder grossen prismatischen Krystallen mit 10 Aeq. Krystallwasser: $BaHO_2 + 10 aq.$ ab. Beim Erhitzen verlieren die Krystalle ihr Krystallwasser und verwandeln sich dadurch in das pulverförmige.

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

Darstellung. Das Baryumhydroxyd erhält man durch Befeuchten Darstellung des Baryumoxyds mit Wasser, gewöhnlich aber aus dem schwefelsauren Baryt, indem man diesen durch Glühen mit Kohle, die als Reduktionsmittel 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 Baryumhydroxyd sich beim Erkalten der heiss filtrirten Lösung in Krystallen abscheidet: ($BaS + CuO + HO = BaHO_2 + CuS$). Am einfachsten erhält man den Aetzbaryt durch starkes Glühen eines Gemenges von kohlenurem Baryt, Kohle und Stärkekleister und Auskochen der Masse mit Wasser.

Barymsuperoxyd.

BaO_2
Aequivalentgewichtsformel.

Aequivalentgewicht = 84,5.

$Ba''O_2$
Atomistische Molekularformel.

Molekulargewicht = 169.

Graue, erdige Masse, mit Wasser zu einem Hydrat zerfallend. Beim Erhitzen verliert es einen Theil seines Sauerstoffs und verwandelt sich in Baryumoxyd. Auch beim Kochen mit Wasser verliert es Sauerstoff und wird in Baryumhydroxyd verwandelt. Mit verdünnten Säuren liefert es Barytsalze und Wasserstoffsuperoxyd (vergl. S. 112):



Hierauf beruht die Darstellung des Wasserstoffsuperoxydes.

Behandelt man es mit Schwefelsäure in der Kälte, so entwickelt 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 unterscheiden soll, dass er mit Wasser geschüttelt, Wasserstoffsuperoxyd bildet, während der ozonähnliche Geruch verschwindet. Diesen Sauerstoff hielten Schönbein und Meissner für die positiv-active Modification des Sauerstoffs: Antozon (vergl. S. 357).

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

Verbindungen des Baryums mit Oxysäuren.

Baryum- oder Barytsalze.

Barytsalze.

Die Barytsalze sind meist in Wasser unlöslich, lösen sich aber alle, mit Ausnahme des schwefelsauren Baryts, in verdünnter Salz- und Salpetersäure auf. Sie sind farblos, besitzen alle ein sehr bedeutendes specifisches Gewicht und werden beim Glühen meist zerlegt. Die löslichen Barytsalze sind giftig; einige davon ertheilen der Weingeistflamme eine gelbgrüne Färbung. Ihr Flammenspectrum ist sehr complicirt, charakteristisch sind eine orange ε und mehrere grüne Linien, von denen namentlich die Linien α und β in der Nähe der Fraunhofer'schen Linie E besonders intensiv sind. Vergl. die Spectraltafel.

Die löslichen Barytsalze sind giftig.

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

Die wichtigeren Barytsalze sind folgende:

Kohlensaurer Baryt.

Kohlensaures Baryum. Kohlensaurer Baryt. Baryumcarbonat: $Ba_2C_2O_6$ oder $Ba''C\Theta_3$ oder $2BaO, C_2O_4$. Künstlich durch Fällung eines löslichen Barytsalzes mit kohlensaurem Natron dargestellt, weisses, amorphes, erdiges, geschmack- und geruchloses 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).

Findet sich im Mineralreiche als Witherit.

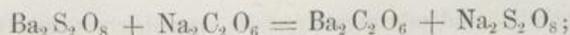
Schwefelsaurer Baryt.

Schwefelsaures Baryum. Schwefelsaurer Baryt. Baryumsulfat: $Ba_2S_2O_8$ oder $Ba''S\Theta_4$ oder $2BaO, S_2O_6$. 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 Mineralreiche als Schwerspath.

Im Mineralreiche findet sich der schwefelsaure Baryt krystallisirt als Schwerspath in gewöhnlich sehr grossen, wohlausgebildeten Krystallen des rhombischen Systems. Specifisches 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 kohlenaurer Alkalien.

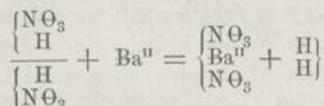
Der schwefelsaure Baryt wird gegenwärtig in grosser Menge als weisse Farbe unter dem Namen Pergamentweiss oder „blanc fixe“ in den Handel gebracht und in der Papier- und Cartonfabrikation u. a. m. verwendet.

Salpetersaures Baryum. Baryumnitrat. Salpetersaurer Baryt: BaNO_6 oder BaO, NO_5 . Salpetersaurer Baryt.

Wollte man seine Formel der Bivalenz des Metalls und den neuen Theorien gemäss schreiben, so kann dies nur unter der Annahme geschehen, dass 1 At. des zweierwerthigen Metalls 2 At. Wasserstoff in 2 Molekülen Salpetersäure ersetzt und dieselben gewissermaassen verankert, was in der Formel:



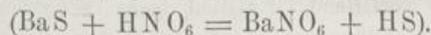
und in dem Schema:



seinen Ausdruck findet.

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 wässerigen 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.

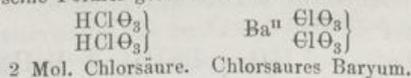
Wird erhalten durch Sättigen von kohlensaurem Baryt mit Salpetersäure, oder durch Zersetzung des Schwefelbaryums mit Salpetersäure:



Phosphorsaures Baryum. Phosphorsaurer Baryt. Baryumphosphat: Ba_2HPO_8 oder $\text{Ba}^{\text{II}}\text{HP}\Theta_4$ oder $2\text{BaO}, \text{HO.P}\Theta_5$. 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. Phosphorsaurer Baryt.

Chlorsaures Baryum. Baryumchlorat. Chlorsaurer Baryt: BaClO_6 oder BaO, ClO_5 . Chlorsaurer Baryt.

Dieses Salz bietet, bezüglich der Unterordnung unter die neuen Theorien, dieselbe Schwierigkeit dar, wie der salpetersaure Baryt. Indem man annimmt, dass in demselben der Wasserstoff von 2 Molekülen Chlorsäure durch 1 At. Ba^{II} ersetzt ist, könnte seine Formel geschrieben werden:



Chlorsaurer
Baryt.

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 kohlenurem Baryt erhalten.

Haloidsalze des Baryums.

Haloid-
salze des
Baryums.

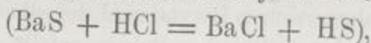
Sie zeigen den allgemeinen Charakter der Haloidmetalle. Das Fluorbaryum ist in Wasser unlöslich. Das wichtigste von den Haloidsalzen des Baryums ist das

Wasser-
freies Chlor-
baryum.

Chlorbaryum: $BaCl$ oder $Ba^{II}Cl_2$. 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: $BaCl + 2 aq.$, in wasserhellen, luftbeständigen rhombischen Tafeln. Ist in Salzsäure unlöslich, besitzt einen bitterscharfen, ekel- und brechenerregernden Geschmack und ist sehr giftig.

Wasser-
haltiges
Chlor-
baryum:
 $BaCl + 2 aq.$

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



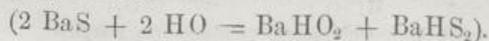
und Abdampfen zur Krystallisation.

Kieselfluor-
baryum.

Kieselfluorbaryum: $BaFl$, $SiFl_2$ oder $Ba^{II}Fl_2, 2(SiFl_2)$. 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 von Strontian.

Verbindungen des Baryums mit Schwefel.

Einfach-Schwefelbaryum: BaS oder $Ba^{II}S$, 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 Baryumhydroxyd und Baryumhydro-sulfür oder Baryumsulphhydrat: $\frac{1}{2}BaHS_2$ oder BaS, HS , nach den neuen Theorien $Ba^{II}H_2S_2$, 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. Aequivalentgewicht = 43,75. Atomgewicht $Sr^{II} = 87,5$.
Specif. Gewicht 2,542.

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.

Eigen-
schaften.

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

Vorkom-
men.

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

Darstellung.

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.

Geschicht-
liches.

Verbindungen 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.

Verbindun-
gen des
Strontiums.

Das Strontiumoxyd, SrO , $Sr^{II}O$, 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.

Strontium-
oxyd.

Das Strontiumsuperoxyd, SrO_2 , $Sr^{II}O_2$, verhält sich ebenfalls vollkommen analog dem Baryumsuperoxyd.

Strontium-
superoxyd.

Verbindungen des Strontiums mit Oxysäuren.
Strontium- oder Strontiansalze.

Strontian-
salze.

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 Kalium nicht gefällt, während neutrale Auflösungen der Barytsalze dadurch gefällt werden. Das Flammenspectrum der Strontiansalze enthält mehrere charakteristische Linien, namentlich eine orange gelbe (α) bei 46 der Scala, mehrere rothe, von welchen eine (γ) bei 32 der Scala, mit der Fraunhofer'schen Linie *C* des Sonnenspectrums zusammenfällt und eine blaue (δ) bei 167 der Scala. (Vergl. die Spectraltafel.) Strontiansalze sind bisher nur im Mineralreiche als Bestandtheil einiger Mineralien und Mineralwässer aufgefunden.

Kohlen-
saurer
Strontian.
Findet sich
im Mineral-
reiche als
Strontianit.

Kohlensaures Strontium. Kohlensaurer Strontian. Strontiumcarbonat: $\text{Sr}_2\text{C}_2\text{O}_6$ oder SrCO_3 oder $2\text{SrO}, \text{C}_2\text{O}_4$. 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.

Schwefel-
saurer
Strontian.
Findet sich
im Mineral-
reiche als
Cölestin.

Schwefelsaures Strontium. Schwefelsaurer Strontian. Strontiumsulfat: $\text{Sr}_2\text{S}_2\text{O}_8$ oder SrSO_4 oder $2\text{SrO}, \text{S}_2\text{O}_6$. 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.

Salpeter-
saurer
Strontian.

Salpetersaures Strontium. Salpetersaurer Strontian. Strontiumnitrat: SrNO_6 oder $\begin{cases} \text{N}\Theta_3 \\ \text{Sr}^{\text{II}} \\ \text{N}\Theta_3 \end{cases}$ oder $\text{S}_2\text{O}, \text{NO}_5$. Grosse

farblose, durchsichtige, in Wasser leicht lösliche reguläre Octaëder; bei niederer 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.

Chlorstrontium: SrCl oder $\text{Sr}^{\text{II}}\text{Cl}_2$. 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. Chlorstrontium.

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 56 Thln. salpetersaurem Strontian, 24 Thln. Schwefelblumen und 20 Thln. chlorsaurem Kali. Roths Feuer.

C a l c i u m.

Symb. Ca. Aequivalentgewicht = 20. Atomgewicht Ca^{II} = 40. Specif. Gewicht 1,577.

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. Eigenschaften.

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

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. Darstellung.

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

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.

Syn. Kalk oder Kalkerde.



Aequivalentgewichtsformel. Atomistische Molekularformel.

Aequivalentgewicht = 28. Molekulargewicht = 56.

Calcium-
oxyd.

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.

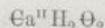
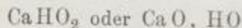
Gebrannter
Kalk.

Man erhält das Calciumoxyd durch Glühen von reinem kohlen-sauren Calcium (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.

Calciumhydroxyd. Calciumoxydhydrat.

Syn. Kalkhydrat, gelöschter Kalk.



Aequivalentgewichtsformel. Atomistische Molekularformel.

Aequivalentgewicht = 37. Molekulargewicht = 74.

Kalkhydrat.

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

Zartes, weisses Pulver, schmeckt kaustisch und reagirt alkalisch und verliert Wasser erst in der Glühhitze. In Wasser ist das Kalkhydrat, wengleich schwierig, löslich. 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 Flüssigkeit ist eine Auflösung von Kalkhydrat in Wasser oder Kalk-

Kalkwasser.

Kalkmilch.

wasser. 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.

Kalk-
löschchen.

Der Kalkstein, wie er in der Natur vorkommt, ist keineswegs ganz reiner kohlenaurer 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.

Todte-
gebrannter
Kalk.

Calciumsuperoxyd: CaO_2 , oder $\text{Ca}^{\text{II}}\text{O}_2$, kann in Gestalt krystallinischer Blättchen durch Einwirkung von Wasserstoffsuperoxyd auf Kalkwasser erhalten werden. Besitzt sehr geringe Beständigkeit.

Calcium-
superoxyd.

Verbindungen des Calciums mit Oxysäuren.

Calcium- oder Kalksalze.

Dieselben sind meist farblos, besitzen ein geringeres spezifisches Gewicht als die Baryt- und Strontiansalze und verhalten sich in Bezug auf ihre Löslichkeitsverhältnisse diesen ähnlich. Durch oxalsaures Ammoniak, durch kohlenaurer und phosphorsaure Alkalien sowie aus concentrirten Lösungen durch verdünnte Schwefelsäure werden sie niederschlagen. 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 (β) bei 62 der Scala, eine intensiv orange (α) bei 40 bis 43 der Scala und eine sehr schwache indigoblaue Linie, die jenseits der Fraunhofer'schen Linie *G* des Sonnenspectrums liegt. (Vergl. die Spectraltafel.)

Allgemeiner
Charakter
derselben.

Kalksalze sind in allen drei Naturreichen sehr verbreitet. Im Mineralreiche sind es namentlich der kohlenaurer und schwefelsaurer 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:

Kohlensaures Calcium. Kohlenaurer Kalk. Calciumcarbonat: $\text{Ca}_2\text{C}_2\text{O}_6$ oder $\text{Ca}^{\text{II}}\text{CO}_3$ oder $2\text{CaO}, \text{C}_2\text{O}_4$. Der kohlenaurer Kalk gehört zu den verbreitetsten Körpern auf der Erdoberfläche und zwar findet er sich in der Natur in mehr oder weniger reinem Zustande

Kohlen-
aurer Kalk.

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.

Vorkommen.

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

Kalkspath.

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.

Eine zweite krystallisirte Modification des kohlensauren Kalks ist der Arragonit.

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.

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 kohlensaure Kalk der vorwiegende Bestandtheil der Muscheln-, Austern-, Eierschalen, der Perlen, Korallen, ferner des Skeletts der wirbellosen Thiere; kohlensaurer 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-kohlensaurer oder saurer kohlensaurer 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-kohlensaurer Kalk daraus nieder.

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

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

Schwefelsaures Calcium. Schwefelsaurer Kalk. Calciumsulfat. **Gyps:** $\text{Ca}_2\text{S}_2\text{O}_8$ oder $\text{Ca}''\text{S}\Theta_4$ oder $2\text{CaO}, \text{S}_2\text{O}_8$. Auch der schwefelsaure Kalk findet sich in der Natur in mehreren Varietäten von verschiedenen physikalischen Charakteren. Mit 4 Aeq. Krystallwasser, sohin nach der Formel $\text{Ca}_2\text{S}_2\text{O}_8 + 4\text{aq.}$, 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.

Schwefelsaurer Kalk.

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

Findet sich im Mineralreiche wasserfrei als Anhydrit.

Der schwefelsaure 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 schwefelsaure Kalk die Ausnahme, dass er in warmem Wasser noch weniger löslich ist, als in kaltem.

Wird der Krystallwasser enthaltende schwefelsaure Kalk erhitzt, so verliert er noch unter 200°C . sein Krystallwasser und verwandelt sich in wasserfreien schwefelsauren 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 schwefelsauren 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.

Brennen des Gypses.

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 Gyps-spath, Fraueneis, Marienglas, auch wohl Selenit. Andere Arten des im Mineralreiche vorkommenden Gypses sind der Fasergyps, Schaum-

Vorkommen.

gyps 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.

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

Salpetersaurer Kalk.

Salpetersaures Calcium. Salpetersaurer Kalk. Calcium-nitrat: CaNO_3 oder $\text{Ca}^n \left. \begin{array}{l} \text{NO}_3 \\ \text{NO}_3 \end{array} \right\}$. Im wasserfreien Zustande stellt der sal-

petersaure 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.

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

Unterchlorigsaurer Kalk

Unterchlorigsaurer Calcium. Unterchlorigsaurer Kalk. Calciumhypochlorit: CaClO_2 oder $\text{Ca}^n \left. \begin{array}{l} \text{ClO} \\ \text{ClO} \end{array} \right\}$ oder CaO, ClO . Der

unterchlorigsaure Kalk ist der Hauptbestandtheil des sogenannten Chloralks oder Bleichalks, 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 Chloralk entwickelt mit Säuren Chlor und wirkt energisch bleichend; Wasser nimmt daraus unterchlorigsauren Kalk und Chlorcalcium auf, während Kalkhydrat zurückbleibt. Beim Erhitzen verwandelt sich der Chloralk in ein Gemenge von Chlorcalcium und chloresaurem 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 Chloralk wird im grossen Maassstabe fabrikmässig durch 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:

wird fabrikmässig dargestellt.



Da aber die Sättigung mit Chlorgas gewöhnlich nicht vollständig geschieht, so enthält, wie bereits oben bemerkt, der Bleichalk gewöhnlich auch noch Kalkhydrat oder sogenanntes basisches Chlorcalcium. Die

Zusammensetzung des Chlorkalks lässt denselben als ein Gemenge erscheinen von 1 Aeq. CaClO_2 , mit 1 Aeq. basischem Chlorcalcium von der Formel CaCl , $2 \text{CaO} + 4 \text{aq}$. Mit Säuren entwickelt er Chlor, mit Kobalt-, Nickel- oder Kupferoxyd in wässriger Lösung erwärmt, Sauerstoffgas und 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, sowie zur Darstellung von Sauerstoffgas.

Phosphorsaurer Kalk.

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

Phosphor-saurer Kalk.

Die Verbindungen der dreibasischen Phosphorsäure mit Kalk sind folgende:

1. CaH_2PO_8 oder CaO , $2 \text{HO} \cdot \text{PO}_5$, sogenannter saurer phosphor-saurer Kalk;

2. Ca_2HPO_8 oder 2CaO , $\text{HO} \cdot \text{PO}_5 + 4 \text{aq}$., sogenannter neutraler phosphor-saurer Kalk;

3. Ca_3PO_8 oder $3 \text{CaO} \cdot \text{PO}_5$, basisch-phosphor-saurer Kalk.

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

Saures phosphorsaures Calcium. Saurer phosphor-saurer Kalk. Saures Calciumphosphat. Dihydro-Calciumphosphat: CaH_2PO_8 oder $\text{Ca}^{\text{H}}\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_8$ oder CaO , $2 \text{HO} \cdot \text{PO}_5$. 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 metaphosphorsaures Calcium: CaPO_6 , verwandelt.

Saurer phosphor-saurer Kalk: CaO , 2HO , PO_5

Der saure phosphorsaure Kalk bildet sich, wenn neutraler oder basisch-phosphor-saurer 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-phosphor-saurer Kalk im Rückstande bleibt.

dient zur Phosphor-darstellung.

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

Aufgeschlossenes Knochenmehl.

Basisch-phosphorsaures Calcium. Basisch-phosphor-saurer Kalk. Basisches Calciumphosphat. Tricalciumphosphat:

Basisch-phosphorsaurer Kalk:
3 Ca O, P O₅.

Ca₃PO₈ oder Ca₃"P₂O₈ oder 3 Ca O, P₅O. Künstlich durch Fällung einer mit Ammoniak versetzten Lösung von Chlorcalcium durch phosphorsaures Natron dargestellt, bildet diese Verbindung einen durchscheinenden, galertigen 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 kohlensäurehaltigem Wasser, sowie in Wasser, welches Chlornatrium, Ammoniaksalze oder gewisse organische Substanzen enthält. In Salpetersäure und Salzsäure ist es löslich, es geht aber dabei in sauren phosphorsaurer Kalk über, ebenso durch Behandlung mit Schwefelsäure.

Der basisch-phosphorsaurer Kalk kann durch Erhitzen von pyrophosphorsäurem: Ca₂PO₇ mit Wasser auf 280° C., in rechteckigen Tafeln krystallisiert erhalten werden.

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

Basisch-phosphorsaurer Kalk findet sich im Mineralreiche krystallisiert als Apatit. Dieses Mineral besteht aus basisch-phosphorsäurem 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-phosphorsaurer 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 phosphorsäurem Kalk und zu $\frac{1}{5}$ aus kohlensäurem Kalk. Diese Asche führt den Namen Knochenerde. Sie dient zur Bereitung des Phosphors und der Phosphorsäure, zur Erzeugung des sogenannten Milchglases und als Düngemittel. Auch in anderen thierischen Geweben und Flüssigkeiten kommt der basisch-phosphorsaurer Kalk vor.

Arsensaurer Kalk,
Kieselsaurer Kalk.

Arsensaurer Kalk kommt im Mineralreiche als Pharmakolith, **kieselsaurer Kalk** als ein Bestandtheil zahlreicher Mineralien vor. Eine derartige Verbindung bildet den sogenannten Tafelspath oder Wollastonit, ein krystallisiertes Mineral.

Borsaurer Kalk findet sich im Mineralreiche als Borcalcit; Dactolith und Botryolith enthalten neben borsäurem Kalk auch kieselsäurem Kalk, der Boronatrocalcit neben borsäurem Kalk borsäures Natron.

Haloidsalze des Calciums.

Haloidsalze des Calciums.

Die wichtigeren dieser Verbindungen sind das Chlorcalcium und Fluorcalcium.

Chlorcalcium

Chlorcalcium: CaCl oder Ca"Cl₂. Im wasserfreien Zustande ist das Chlorcalcium eine weisse, poröse Masse von bitterlich-scharfem Ge-

schmack, 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 es 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.

dient zum
Trocknen
von Gasen
und Ent-
wässern
von Flüssigkeiten.

Bei dem Auflösen des Chlorcalciums in Wasser findet beträchtliche Erhitzung statt. Dampft man die Lösung vorsichtig ab, so krystallisirt es mit 6 Aeq. Krystallwasser: $\text{Ca Cl} + 6 \text{ aq.}$, 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 Calcium in Salzsäure, im unreinen Zustande als Rückstand bei der Ammoniakbereitung (s. d.).

Fluorcalcium: CaF oder $\text{Ca}''\text{F}_2$. 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.)

Fluorcalcium

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. 357).

ist das unter dem Namen Flussspath bekannte Mineral.

Ausser im Mineralreiche findet sich Fluorcalcium auch im Thier-

reiche als Bestandtheil der Knochen und des Zahnschmelzes. Auch in gewissen Mineralwässern, wie z. B. im Carlsbader, hat man geringe Mengen davon nachgewiesen.

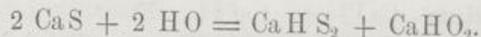
Künstlich erhält man das Fluorcalcium durch Fällung eines löslichen Kalksalzes mit einem löslichen Fluormetall, oder durch Behandlung von kohlenurem Calcium mit wässriger Flusssäure. Das Fluorcalcium dient als Ausgangspunkt für die Darstellung aller übrigen Fluorverbindungen und wird als Zusatz zu sogenannten 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.

Einfach-Schwefelcalcium: CaS oder $\text{Ca}^{\text{I}}\text{S}$, 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 Calciumhydrosulfür: CaHS_2 oder $\text{Ca}_2^{\text{II}}\text{H}_2\text{S}_2$, und Calciumhydroxyd gebildet werden, von denen ersteres sich in Wasser auflöst:



Das Calciumhydrosulfür (Calciumsulfhydrat) erhält man auch durch Einleiten von Schwefelwasserstoffgas in Kalkmilch. Die Lösung desselben besitzt die merkwürdige Eigenschaft, die Haare derart 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 Kopfhaaren ohne Anwendung des Messers gebraucht wird.

Rhusma.

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

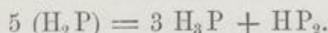
Fünffach-Schwefelcalcium.

Fünffach-Schwefelcalcium: CaS_5 oder $\text{Ca}^{\text{V}}\text{S}_5$, wird neben unterschwefelsaurem Kalk beim Kochen von Kalkhydrat und überschüssigem Schwefel mit Wasser in Gestalt einer gelbrothen Lösung erhalten. Sie dient zur Bereitung der Schwefelmilch und des Wasserstoppersulfids.

Calcium und Phosphor.

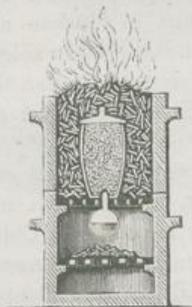
Die Verbindung, welche durch Glühen von reinem kaustischen Kalk in Phosphordampf erhalten wird, hat die Formel Ca_2P oder $\text{Ca}^{\text{II}}\text{P}_2$, und

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: $\text{Ca}_2\text{P} + 4\text{HO} = 2(\text{CaHO}_2) + \text{H}_2\text{P}$, der aber alsbald in Phosphorwasserstoffgas: H_3P und festen Phosphorwasserstoff: HP_2 , zerfällt:



Man erhält dieses Phosphorcalcium, indem man zu Kugeln gekneteten Kalk in einen irdenen Tiegel füllt, Fig. 177, dessen Boden ein Loch hat,

Fig. 177.



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. Aequivalentgewicht = 12. Atomgewicht = $\text{Mg}^{\text{II}} = 24$.
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. Die Leuchtkraft der Sonne ist zwar noch immer 524 mal grösser, wie die des Magnesiumlichtes, aber an chemisch-wirksamen Strahlen übertrifft sie letzteres nur um das Fünffache. Ein brennender Magnesiumdraht von 0,297 Millimeter Dicke giebt so viel Licht wie 74 Stearinkerzen, von denen fünf aufs Pfund gehen. 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 Wasserstoffentwicke-

Eigen-
schaften.

lung, 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.

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

und Darstellung

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. geschmolzenem Chlornatrium-Chlorkalium und 1 Thl. gepulvertem 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 zusammengeschmolzene reducirte Magnesium mit Wasser, oder verdünnter Salmiaklösung rasch ab.

durch Elektrolyse.

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. 178).

Nachdem das Gemisch von Chlorkalium und Chlormagnesium in diesem Tiegel geschmolzen ist, setzt man einen Deckel auf, durch welchen

Fig. 178.



Fig. 179.



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. 179.

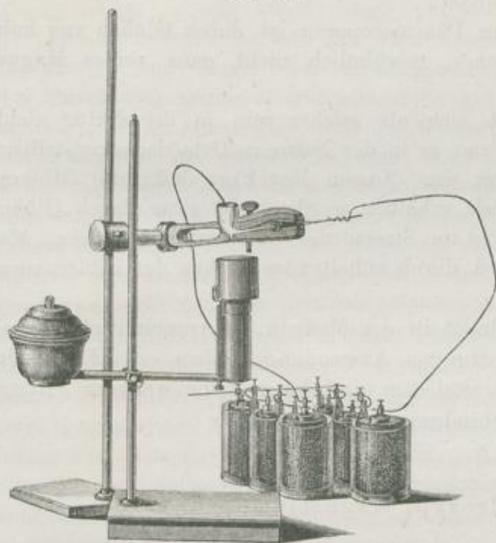
Wie aus der Abbildung ersichtlich ist, giebt man dem negativen Pole eine treppenförmig eingekerbte Form, wodurch bezweckt werden

soll, 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 sogleich. 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. 180 versinnlicht, in einen Halter, füllt den Kopf

Fig. 180.



mit Chlormagnesium-Chlorkalium, schmilzt dieses und bringt nun in selben durch das Pfeifenrohr eine Stricknadel, die mit dem einen Poldrahte in Verbindung steht, während man den anderen 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 eingesprengt, der grösste Theil des Magnesiums aber verbrennt bei diesem Experimente.

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.

Magnesiumoxyd.

Syn. Magnesia, Bittererde, Talkerde.

MgO

Mg^{II}O

Aequivalentgewichtsformel.

Atomistische Molekularformel.

Aequivalentgewicht = 20. Atomgewicht = 40.

Sehr feines, weisses, voluminöses Pulver, welches nur in den höchsten Hitze- Bittererde.graden 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 Magnesiasalzen vereinigt. Aus der Luft zieht die Magnesia Kohlensäure an, indem sie sich damit zu kohlensaurer Magnesia verbindet.

Magnesia
usta

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

Magnesiumoxyd findet sich als solches rein in der Natur nicht. Mit etwas Eisenoxydul kommt 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 kohlensuren 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.

Magnesiumhydroxyd, Magnesiumoxydhydrat.

Magnesiahydrat, Bittererdehydrat.

$MgHO_2$ oder MgO, HO
Aequivalentgewichtsformel.

$Mg^{II}H_2O_2$
Atomistische Molekularformel.

Aequivalentgewicht = 29. Molekulargewicht = 58.

Bittererde-
hydrat

Das Magnesiumoxyd erhitzt sich mit Wasser nicht, verbindet sich aber damit allmählich zu Hydroxyd, welches entweder ein weisses, leichtes, geschmack- und geruchloses Pulver, oder eine halbdurchsichtige spröde Masse darstellt. Ist in Wasser so gut wie unlöslich und verliert 1 Aeq. Wasser bei gelindem Erhitzen.

findet sich
im Mine-
ralreiche
als Brucit.

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

Magnesia
alba.

Die sogenannte *Magnesia alba* der Pharmacopoen enthält Magnesiumhydroxyd 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.

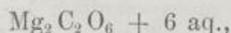
Das Bittererdehydrat findet dieselbe Anwendung wie das Magnesiumoxyd.

Verbindungen des Magnesiums mit Oxysäuren.
Magnesium-, Magnesia- oder Bittererdesalze.

Die Bittererdesalze sind nur zum Theil in Wasser auflöslich. Die Bittererdesalze. 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. Sie werden beim Glühen meist zersetzt. Endlich ist noch hervorzuheben, dass sie mit den Ammoniumsalzen 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 Ammoniumsalz 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 Ammoniak-Magnesia.

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 sind folgende:

Kohlensaures Magnesium. Kohlensaure Magnesia. Magnesiumcarbonat. Kohlensaure Bittererde: $Mg_2C_2O_6$ oder $Mg^{II}C_2O_3$ Kohlensaure Bittererde oder $2MgO.C_2O_4$. 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 suspendirt und Kohlensäuregas durchgeleitet, so scheiden sich aus der abfiltrirten Lösung kleine Prismen von der Zusammensetzung



sonach kohlensaure Magnesia mit 6 Aeq. Krystallwasser aus.

Neutrale kohlensaure Magnesia ohne Krystallwasser findet sich in der Natur als das unter dem Namen Magnesit bekannte Mineral. Das bildet das Mineral: Magnesit. selbe 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. Sie ist ferner ein Bestandtheil vieler pathologischer, im Thierorganismus sich bildender Coneremente und des Harns der Herbivoren.

Schwefel-
saure Bit-
tererde.

Schwefelsaures Magnesium. Schwefelsaure Magnesia. Schwefelsaure Bittererde. Magnesiumsulfat. Bittersalz: $Mg_2 S_2 O_8 + 14 aq.$ oder $Mg^{II} S O_4 + 7 H_2 O$ oder $2 Mg O . S_2 O_6 + 14 aq.$ Wasserklare, farblose, gewöhnlich kleine Krystalle des rhombischen Systems von ekelhaft bitter-salzigem Geschmack, in Wasser leicht löslich. Beim Erhitzen auf $150^\circ C.$ verliert das Salz 12 Aeq. Krystallwasser, die beiden letzten aber erst bei einer Temperatur von $200^\circ C.$ Lässt man die schwefelsaure Magnesia aus ihrer wässerigen Lösung bei $30^\circ C.$ krystallisiren, so krystallisirt sie mit nur 12 Aeq. Krystallwasser in anderer Krystallform.

Bitter-
wasser.

Schwefelsaures Magnesium ist ein Bestandtheil der sogenannten Bitterwasser: Mineralquellen mit vorwiegendem Gehalte an diesem Salze. Die bekanntesten derartigen Mineralquellen sind die von Epsom in England (daher auch der Name Epsomer Salz), 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. Schwefelsaures Magnesium wird im Grossen aus den Bitterwassern, natürlichen wie künstlichen, durch Abdampfen und Krystallisiren gewonnen. Auch durch Behandlung des Dolomits, einer aus kohlen-saurem Kalk und kohlen-saurer Magnesia bestehenden Gesteinsart, kann durch Behandlung mit Schwefelsäure schwefelsaure Magnesia gewonnen werden. Es bildet sich dabei schwefelsaurer Kalk, der sich als schwer-löslich abscheidet und schwefelsaure Magnesia, die gelöst bleibt und durch Abdampfen krystallisirt erhalten werden kann.

Salpeter-
saure Bit-
tererde.

Salpetersaures Magnesium. Salpetersaure Magnesia. Magnesiumnitrat: $Mg N O_6 + 6 aq.$ oder $\left. \begin{array}{l} N O_3 \\ Mg^{II} \\ N O_3 \end{array} \right\} + 6 H_2 O$ oder $Mg O, N O_5.$ 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.

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

Phosphor-
saure
Bittererde.

Phosphorsaures Magnesium. Phosphorsaure Magnesia. Magnesiumphosphat. Hydro-dimagnesiumphosphat: $Mg_2 H P O_8 + 14 aq.$ oder $Mg^{II} H P O_4 + 7 H_2 O$ oder $2 Mg O, H O . P O_5 + 14 aq.$ Man erhält diese Verbindung als amorphen Niederschlag, durch Fällung einer concentrirten Lösung von schwefelsaurer Magnesia mit gewöhnli-

chem 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.

Ist ein Bestandtheil der Getreidearten, namentlich der Samen, ferner der Knochen der Thiere und mancher pathologischer Concretionen (Blasen- und Darmsteine).

Kieselsaures Magnesium. Kieselsaure Magnesia bildet mehrere wichtige Mineralien. Von diesen sind zu nennen: Speckstein. Findet mannigfache Anwendung als Mittel zum Ausmachen von Flecken, als Putz- und Polirpulver, zur Verfertigung von Gasbrennern u. dgl. m. Meerschaum. 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, bildet eine eigenthümliche Gesteinart: den Serpentinfels. Findet zur Anfertigung von Reibschalen und anderen chemischen Geschirren Anwendung. Chrysolith, wird zu Schmuckgegenständen verarbeitet. Ist ein charakteristischer Gemengtheil von Basalten und basaltischen Laven.

Kieselsaure
Bittererde.

Verbindungen der Magnesiumsalze mit anderen Salzen. Magnesium-Doppelsalze.

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

Magnesium-
Doppelsalze.

Kohlensaures Calcium-Magnesium: $MgCaC_2O_6$ oder $Mg^{II}CaC_2O_6$ + $Ca^{II}C_2O_6$ oder MgO, CaO, C_2O_4 . Findet sich in der Natur in stumpfen Rhomboëdern krystallisirt als Bitterspath und ist der wesentliche Bestandtheil der unter dem Namen Dolomit bekannten Gesteinsart.

Kohlen-
saures Cal-
cium-Mag-
nesium.

Schwefelsaures Kalium - Magnesium: $KMgS_2O_8 + 6 aq.$ oder $K_2S_2O_8 + Mg^{II}S_2O_8 + 6H_2O$ oder MgO, KO, S_2O_6 . Scheidet sich aus der abgedampften Mutterlauge des Meerwassers und der Salzsöolen, namentlich der Lüneburger, Schönebecker und Kissinger, in grossen durchsichtigen harten Krystallen des monoklinometrischen Systems aus. Verliert beim Erhitzen auf $132^\circ C.$ alles Krystallwasser. Ist in Wasser löslich.

Schwefel-
saures
Kalium-
Magnesium.

Phosphor-
saure Am-
moniak-
Magnesia.

Phosphorsaures Ammonium - Magnesium. Phosphorsaure Ammoniak - Magnesia. Diamagnesiumammoniumphosphat: $Mg_2(NH_4)PO_8 + 12 aq.$ oder $Mg''(NH_4)PO_4 + 6 H_2O$ oder $2 MgO, NH_4O, PO_5 + 12 aq.$ 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 pyrophosphorsaures Magnesium:



Auf der Bildung dieses Salzes beruht die Entdeckung und quantitative Bestimmung der Magnesia in Lösungen. Versetzt man nämlich eine Lösung, welche Magnesiumsalze enthält, mit Salmiak und Ammoniak und hierauf mit phosphorsaurem Natrium, so scheidet sich sämtliche Magnesia 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.

Ist ein Bestandtheil von Harnsteinen und Harnsedimenten.

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

Haloidsalze des Magnesiums.

Haloidsalze des Magnesiums.

Von diesen Verbindungen ist die wichtigste das

Chlormagnesium.

Chlormagnesium: $MgCl$ oder $Mg''Cl_2$. 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 wässerigen Lösung beim Abdampfen nur schwierig in säulenförmigen Krystallen mit 6 Aeq. Krystallwasser, $MgCl, 6 aq.$, anschießt. Die Krystalle sind zerfliesslich, schmecken bitter und scharf, verlieren beim Erhitzen Salz-

säure und Wasser, und verwandeln sich in ein Gemenge von Magnesia und Chlormagnesium. Die Verbindung kann daher nicht unzersetzt durch Abdampfen von Magnesia mit Chlorwasserstoffsäure erhalten werden.

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

Darstellung. Um trockenes Chlormagnesium, welches man zur Darstellung. 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, deren allgemeiner Charakter der des Brom- und Jodmagnesium. Chlormagnesiums ist, verdienen als Bestandtheile des Meerwassers, der Salzsöolen und gewisser jod- und bromhaltiger Mineralquellen Erwähnung.

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: Magnesiumsulfuret. MgS oder $Mg''S$, und ein Magnesiumhydrosulfür: $MgHS_2$ oder $Mg''H_2S_2$. Die Bildung der letzteren Verbindung erfolgt in ähnlicher Weise, wie die des Calciumsulfhydrats.

Durch Einwirkung von Stickstoffgas auf Magnesium in der Rothgluth bildet sich Stickstoffmagnesium: Mg_3N oder $Mg_3''N_2$, eine Stickstoffmagnesium. 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.

G l a s.

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. Zufolge 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 zusammengesmolzenes Gemenge zweier oder mehrerer kieselsaurer Salze, d. h. Silicate, worunter kieselsaures Kalium und kieselsaures Natrium in der Regel den Hauptbestandtheil ausmachen, doch giebt es auch Gläser, die vorwiegend aus kieselsaurem Calcium oder aus kieselsaurem Blei bestehen.

Verschiedene Arten des Glases.

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

Von diesen Gläsern bestehen das Bouteillen- und Fensterglas im Wesentlichen aus vorwiegend kieselsaurem Calcium mit kieselsaurem Magnesium, Aluminium, Kalium, Eisenoxyd und etwas Manganoxyd; das weisse böhmische, vorzugsweise aus kieselsaurem Kalium mit kieselsaurem Calcium; das weisse französische vorwiegend aus kieselsaurem Natrium; das Krystallglas aus kieselsaurem Kalium und kieselsaurem Blei; das zu optischen Zwecken, Linsen u. dgl. verwendete Flintglas ebenfalls aus kieselsaurem Kalium und kieselsaurem Blei, während das Crownglas, ein ebenfalls zu optischen Zwecken verwendetes Glas, bleifrei ist und vorwiegend kieselsaures Kalium enthält.

Der Strass ist ein zur Darstellung künstlicher Edelsteine dienendes Glas, welches im Wesentlichen aus Kieselsäure, Borsäure, Blei, Kalium

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 Natronglas 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 unentbehrlich.

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.

Bei der Fabrikation des weissen Glases wird dem Glassatze gewöhnlich auch etwas Mangansuperoxyd zugesetzt, welches 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. Thorium, Th. Lanthan, La. Didym, D.
Cerium, Ce.

Allgemeiner
Charakter.

Allgemeiner Charakter. Die Metalle der eigentlichen Erden sind als solche, im gediegenen Zustande, mit Ausnahme des Aluminiums und Berylliums noch wenig gekannt. Sie haben Metallganz, sind schwerer als Wasser, haben aber im Allgemeinen ein geringes specifisches 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.

Die Oxyde dieser Metalle, die sogenannten Erden, sind meistens weisse, in der Ofenhitze unsmelzbare, feuerbeständige, geschmack- und geruchlose Pulver, in Wasser unlöslich und ohne Reaction auf Pflanzenfarben. Sie sind schwache Salzbasen und verhalten sich gegen starke Basen, wie Kali und Natron, als Säuren, d. h. elektronegat. Mit Wasser bilden sie in Wasser unlösliche Hydroxyde (Hydrate). Ihre Salze, zum Theil löslich, zum Theil unlöslich, haben grosse Neigung, mit anderen Salzen Doppelsalze zu bilden.

Von diesen Metallen werden gemäss den neueren Theorien Cerium, Didym, Erbium, Lanthan und Yttrium als zweiatomig oder zweiwerthig, Aluminium und Beryllium als drei- oder auch wohl als sechs- werthig, Thorium und Zirkonium als vierwerthig betrachtet.

Aluminium.

Symb. Al. Aequivalentgewicht = 13,7. Atomgewicht $Al^{III} = 27,5$.
Specif. Gewicht 2,56.

Eigen-
schaften.

Silberweisses Metall mit etwas bläulichem Schein, von starkem Metallglanze und schönem Silberklange. Ist ductil und hämmerbar; seine Dehnbarkeit steht der des Goldes und Silbers am nächsten; es lässt sich