

nach Ammoniak, ist leicht flüchtig und verwandelt sich allmählig an der Luft durch Aufnahme von Wasser und Kohlendioxid in Ammoniumhydrocarbonat, $\left. \begin{matrix} \text{NH}_4 \\ \text{H} \end{matrix} \right\} \text{CO}_3$, welches dem entsprechenden Kaliumsalz isomorph ist und manchmal im Guano vorkommt.

Ammoniumhydrosulfid, $\left. \begin{matrix} \text{NH}_4 \\ \text{H} \end{matrix} \right\} \text{S}$. Eine wässrige Lösung dieser Verbindung wird im Laboratorium sehr häufig als Reagenz und Trennungsmittel angewendet. Man stellt dieselbe dar, indem man Schwefelwasserstoff bis zur Sättigung in Ammoniak einleitet. Die farblose Lösung, welche unangenehm nach Schwefelwasserstoff und Ammoniak riecht, färbt sich bei Zutritt von Luft nach und nach gelb.

Metalle der alkalischen Erden.

Calcium.

Strontium.

Barium.

C a l c i u m.

Atomgewicht 40 = Ca.

Das Calcium ist ein wichtiger Bestandtheil der festen Erdkruste und kommt als Silicat in den älteren krystallinischen Gesteinen, und als Carbonat oder Kalkstein, Kreide, Marmor und als Sulfat oder Gyps mächtige Schichten bildend, in den geschichteten Formationen vor. Das Metall erhält man durch Elektrolyse des geschmolzenen Chlorides oder durch Erhitzen des Jodides mit Natrium als ein hellgelbes Metall von 1,58 specifischem Gewicht, das sich schnell an der Luft oxidirt und zu Kalk zerfällt. Dieselbe Verbindung bildet sich auch beim Verbrennen des Metalles.

Calciumoxid oder Kalk, CaO , erhält man durch Glühen des reinen Carbonats z. B. des weissen Marmors; im Grossen stellt man dieses Oxid durch Erhitzen von gewöhnlichem Kalkstein in Kalköfen dar.

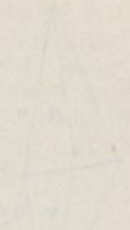
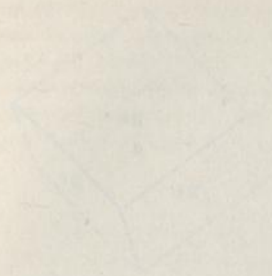
Der Kalk ist eine spröde, weisse, unschmelzbare Substanz, welche sich mit Wasser unter heftiger Erhitzung vereinigt und dabei zu einem weissen Pulver zerfällt, welches aus Calciumhydroxid, CaH_2O_2 , oder gelöschtem Kalk besteht; dasselbe löst sich in 730 Theilen kaltem, aber nur in 1300 Theilen kochendem Wasser; die Lösung, Kalkwasser genannt, reagirt alkalisch. Der gelöschte Kalk zerfällt beim Glühen wieder in Kalk und Wasser; er nimmt mit grosser Begierde Kohlendioxid aus der Luft auf, und auf dieser Eigenschaft beruht theilweise das Festwerden des Mörtels und der Cemente; da dieselben Sand enthalten, so entsteht auch mit der Zeit Calciumsilicat, welches die Festigkeit des Mörtels erhöht. Hydraulische Mörtel erhält man durch gelindes Brennen von thon- und kieselhaltigem Kalkstein; man benutzt dieselben zu Bauten unter Wasser, indem sie mit Wasser in Berührung erhärten durch Bildung von Calcium- und Aluminiumsilicaten. Der Kalk wird im Ackerbau zur Verbesserung des Bodens häufig verwendet; seine Wirkung beruht darauf, dass er in schwerem Thonboden die Silicate zersetzt und Kaliumverbindungen in löslicher Form frei macht, welche dann leicht von den Pflanzen aufgenommen werden können; ausserdem wirkt derselbe zerstörend auf organische Stoffe und bewirkt daher schnellere Verwesung von Wurzeltheilen und anderen Pflanzenüberresten, wenn solche in grosser Menge im Boden enthalten sind.

Calciumcarbonat (kohlensaurer Kalk), CaCO_3 , tritt in mächtigen Massen, ganze Gebirgsketten bildend, als Kalkstein, Marmor, Kreide u. s. w. auf; mit Magnesiumcarbonat verbunden bildet er die Felsart Dolomit. Viele dieser mächtigen Ablagerungen, wie z. B. die Kreide, bestehen aus Ueberresten winziger Seethiere. Der unorganische Bestandtheil der Eierschalen und Muscheln sowie der Korallen, welche im Stillen Ocean ganze Inselgruppen aufgebaut haben, ist vorzugsweise Calciumcarbonat. In Rhomboëdern krystallisirt bildet es den Kalkspath, Fig. 52; es tritt aber auch als Arragonit in rhombischen Krystallen, Fig. 53, auf und ist also dimorph. In reinem Wasser ist das Calciumcarbonat fast unlöslich, kohlenensäurehaltiges löst es aber auf, und alles aus kalkhaltigem Boden kommende Wasser enthält das Carbonat in dieser Form; der Luft ausgesetzt entweicht die Kohlensäure, und Calciumcarbonat wird niedergeschlagen; hierauf beruht die Bildung von Tropfstein in vielen Höhlen; dasselbe findet beim Kochen statt, wobei sich

der Versuch ist die ...

Fig. 17

Fig. 18



Wird, wenn ...

Calciumchlorid ...

das Carbonat als feste krystallinische Kruste an den Wänden des Gefäßes ausscheidet und den sogenannten Kesselstein

Fig. 52.

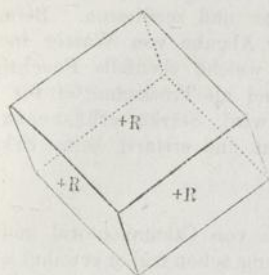
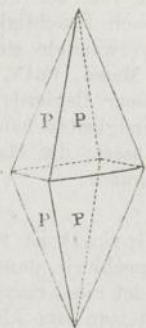


Fig. 53.



bildet, dessen Auftreten man verhindern oder doch verringern kann, wenn man dem Wasser Salmiak zusetzt, wodurch lösliches Calciumchlorid und flüchtiges Ammoniumcarbonat entstehen. Wasser, welches Kalksalze in Lösung enthält, wird hartes Wasser genannt; dasselbe eignet sich nicht zum Waschen, da es mit Seife keinen Schaum erzeugt, weil sich unlösliche Kalkseife bildet; enthält es nur Calciumcarbonat, so kann es durch Kochen weich gemacht werden, oder auch durch Zusatz von wenig Kalkmilch, so dass alle freie Kohlensäure gebunden wird.

Calciumsulfat, CaSO_4 , kommt als Mineral vor, welches Anhydrid genannt wird; mit Wasser verbunden bildet es den Gyps, $\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$, welcher häufig in monoklinischen Krystallen als Marienglas und krystallinisch als Alabaster auftritt.

Gyps ist in 400 Theilen Wasser löslich und in den meisten Quellwassern enthalten; gypshaltiges Wasser kann durch Kochen nicht weich gemacht werden, da sich der Gyps nicht niederschlägt, man nennt es daher permanent hart zum Unterschied vom temporär harten, welches Calciumcarbonat gelöst enthält. Durch gelindes Erhitzen verliert der Gyps sein Wasser; der gebrannte Gyps verbindet sich mit Wasser befeuchtet wieder mit 2 Moleculen desselben, und die Masse erhärtet nach kurzer Zeit; hierauf beruht seine Anwendung zu Abdrücken, Formen, Figuren u. s. w.

Calciumchlorid, CaCl_2 , stellt man durch Auflösen von Kreide oder Marmor in Salzsäure dar; die Lösung zur Syrupedicke verdampft, setzt beim Erkalten grosse, spiefs förmige Krystalle von der Formel $\text{CaCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ ab, welche an der Luft rasch Feuchtigkeit anziehen und zerfliessen. Beim Erhitzen verwandeln sie sich unter Abgabe von Wasser in eine poröse Masse, $\text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, welche ebenfalls Feuchtigkeit mit grosser Begierde anzieht und als Trockenmittel für Gase und Flüssigkeiten häufig benutzt wird. Stärker erhitzt entweicht alles Wasser; die Masse schmilzt und erstarrt beim Erkalten krystallinisch.

Chlorkalk ist ein Gemisch von Calciumchlorid und Calciumhypochlorit, dessen Darstellung schon früher erwähnt wurde, und bildet ein weisses, schwach nach Chlor riechendes Pulver. Versetzt man eine klare Auflösung desselben mit einer geringen Menge von Kobaltoxid und erhitzt, so tritt eine regelmässige Entwicklung von Sauerstoff ein, und alles Hypochlorit wird in Calciumchlorid verwandelt; dieselbe Wirkung wie Kobaltoxid haben andere Oxide, wie die des Eisens, Mangans, Kupfers u. s. w. Dieselbe beruht darauf, dass sich unter Sauerstoffaufnahme höhere Oxide bilden, welche aber in der Wärme sehr unbeständig sind und wieder in Sauerstoff und das niedere Oxid zerfallen, welches dem Hypochlorit wieder Sauerstoff entzieht u. s. w. Die Oxide dienen also gewissermaassen als Sauerstoffträger und wahrscheinlich beruht ihre Wirkung bei der Sauerstoffdarstellung aus Kaliumchlorat auf derselben Ursache.

Calciumfluorid oder Flussspath, CaFl_2 , tritt als Mineral in grossen würfelförmigen, oft schön gefärbten Krystallen auf und findet sich in Sachsen, Böhmen, am Harz, Derbyshire in England u. s. w. Ausser zur Darstellung von Flusssäure dient er als Flussmittel bei Schmelzoperationen.

Die Phosphate des Calciums wurden schon unter Phosphor erwähnt. Ein bekanntes, schön krystallisiertes Mineral ist der Apatit, $\text{Ca}_5 \begin{Bmatrix} 3\text{PO}_4 \\ \text{Fl} \end{Bmatrix}$; derselbe kommt unter dem Namen Phosphorit als derbes Gestein in Estramadura in Spanien in beträchtlichen Massen vor und wird wie andere natürlich vorkommende Phosphate als Düngemittel verwendet, um dem Boden die für die Pflanzen nothwendige Phosphorsäure zuzuführen.

Die flüchtigen Calciumverbindungen färben die Flamme gelbroth; dieselbe giebt ein eigenthümliches Spectrum, das aus orange und grüngefärbten Linien besteht, und vermittelt dessen man die Gegenwart von Calcium leicht nachweisen kann.

Strontium.

Atomgewicht 87,5 = Sr.

Dieses Element ist nicht sehr verbreitet und tritt vorzugsweise in einigen Mineralien auf, als Carbonat im Strontianit und als Sulfat im Cölestin. Das Meerwasser und das gewisser Quellen enthalten ebenfalls kleine Mengen von Strontiumverbindungen. Das Metall kann durch Elektrolyse des geschmolzenen Chlorides erhalten werden; es ist gelblich weiss, hat das specifische Gewicht 2,54 und hat die grösste Aehnlichkeit mit Calcium.

Strontiumoxid oder Strontian, SrO , stellt man durch Glühen von Strontiumnitrat dar; es verbindet sich mit Wasser unter heftiger Erhitzung zu Strontiumhydroxid, SrH_2O_2 , welches durch Glühen gleich dem gelöschten Kalk zerlegt wird; in heissem Wasser ist es ziemlich löslich und krystallisirt daraus beim Erkalten als Hydrat, $\text{SrH}_2\text{O}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$; die Lösung desselben ist stark alkalisch und ätzend.

Zur Darstellung der Strontiumsalze benutzt man den Strontianit; durch Auflösen desselben in Salpetersäure erhält man das Strontiumnitrat, ein Salz, welches in der Feuerwerkerei vielfach benutzt wird; die flüchtigen Strontiumverbindungen haben nämlich die Eigenschaft, die Flamme schön carminroth zu färben; das Spectrum derselben ist sehr charakteristisch durch gelbrothe und eine blaue Linie.

Baryum.

Atomgewicht 137 = Ba.

Das Baryum findet sich in der Natur wie das Strontium als Sulfat oder Schwerspath und als Carbonat oder Witherit; das reine Metall ist noch wenig bekannt, es wird als ein unerschmelzbares Pulver erhalten auf ähnliche Weise, wie die vor-

hergehenden Metalle, mit denen es grosse Aehnlichkeit in seinen Eigenschaften zeigt.

Baryummonoxid oder Baryt, BaO , wird wie der Strontian durch Glühen von Baryumnitrat erhalten und bildet eine poröse, grauweisse Masse, die sich mit Wasser unter starker Wärmeerzeugung verbindet und Baryumhydroxid bildet, BaH_2O_2 , ein weisses Pulver, das in der Glühhitze ohne Wasserverlust schmilzt. Dasselbe löst sich in kochendem Wasser leicht auf und krystallisirt aus der kalten Lösung in grossen Krystallen, welche Wasser enthalten, $BaH_2O_2 + 8H_2O$; die Lösung ist ätzend und stark alkalisch.

Baryumdioxid, BaO_2 . Erhitzt man Baryt in einem Sauerstoffstrome auf 300 bis 400°, so nimmt er 1 Atom Sauerstoff auf und bildet Baryumdioxid; beim Glühen der Verbindung entweicht dieser Sauerstoff wieder; es wurde desshalb der Vorschlag gemacht, die Zersetzung zu benutzen, um reinen Sauerstoff aus der Luft im Grossen darzustellen, indem man, sobald das Dioxid durch Glühen zersetzt ist, die Temperatur schnell erniedrigt und Luft über den Baryt leitet, welcher sich wieder durch Sauerstoffaufnahme in Dioxid verwandelt, das man wieder durch Glühen zersetzt. Baryumdioxid hat keine basischen Eigenschaften; mit Säuren entwickelt es Sauerstoff oder bildet Wasserstoffdioxid.

Baryumchlorid, $BaCl_2$, ist das wichtigste Baryumsalz und wird durch Auflösen von Witherit in Salzsäure und Krystallisiren der Lösung erhalten; die Krystalle enthalten Wasser und haben die Formel $BaCl_2 + 2H_2O$; es wird häufig im Laboratorium als Fällungsmittel für Sulfate gebraucht. Baryumsulfat, $BaSO_4$, das als Mineral den Namen Schwerspath führt, welcher das specifische Gewicht 4,6 hat (*βαρὺς*, schwer), ist eines der unlöslichsten Salze und fällt augenblicklich als weisses Pulver nieder, wenn man Schwefelsäure oder ein lösliches Sulfat zu der Lösung eines Baryumsalzes setzt. Dieser Niederschlag wird im Grossen dargestellt und unter dem Namen Permanentweiss als Anstrichfarbe benutzt. Der zu feinem Pulver gemahlene Schwerspath wird mit Bleiweiss gemischt, um die geringeren Sorten des letzteren darzustellen.

Baryumnitrat, $Ba_2(NO_3)_2$, krystallisirt in regulären Octaedern und wird wie das Chlorid verwendet. Baryumsulfid,

Handwritten text, first paragraph.

Handwritten text, second paragraph.

Handwritten text, third paragraph.

Handwritten section header.

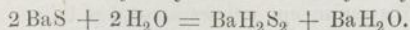
Handwritten section header.

Handwritten section header.

Handwritten text, fourth paragraph.

Handwritten text, fifth paragraph.

BaS, erhält man, wenn Schwerspath mit Kohle innig gemischt heftig geglüht wird; dasselbe ist in Wasser löslich, zersetzt sich aber dabei in Baryumhydroxid und Baryumhydrosulfit:



Säuren zersetzen es unter Entwicklung von Schwefelwasserstoff und Bildung von Baryumsalzen, welche man häufig aus dieser Verbindung statt aus Witherit darstellt.

Die Baryumsalze haben die grösste Aehnlichkeit mit denen des Strontiums; sie unterscheiden sich durch ihr Verhalten gegen Kieselfluorwasserstoffsäure, welche mit Lösungen der ersteren einen unlöslichen Niederschlag von Kieselfluorbaryum giebt, während Strontiumsalze davon nicht gefällt werden. Die flüchtigen Verbindungen des Baryums färben die Flamme grün; das Spectrum besteht aus mehreren hellen Linien, von denen besonders die grünen charakteristisch sind.

E r d m e t a l l e.

Aluminium.

Atomgewicht 2,74 = Al.

Aluminium ist ein Hauptbestandtheil der krystallinischen Silicate, sowie der Schiefergebirge, des Thons, Mergels u. s. w. Man erhält das Metall durch Erhitzen von Aluminiumchlorid mit Natrium; dasselbe ist silberweiss, glänzend und geschmeidig. Man stellt es im Grossen dar und verwendet es wegen seiner Leichtigkeit (specifisches Gewicht 2,56) und seines hübschen Glanzes zu Schmucksachen, optischen Instrumenten u. s. w.

Aluminiumoxid oder Alaunerde, Al_2O_3 , ist das einzige bekannte Oxid und findet sich krystallisirt als Korund, ein sehr hartes Mineral, welches das specifische Gewicht 3,9 hat und dessen gefärbte Varietäten den Saphir und Rubin bilden; der unreine Korund ist unter dem Namen Smirgel bekannt. Setzt man Ammoniak zu der Lösung eines Aluminiumsalzes, so erhält