

Unter dem Einfluß der vom Radium ausgehenden Strahlen vermögen sehr viele Substanzen ebenfalls eine vorübergehende Radioaktivität anzunehmen, die man als induzierte Radioaktivität bezeichnet, und deren Ursache wohl darin zu suchen ist, daß die Emanation von diesen Substanzen zurückgehalten wird. Der Nachweis der Radioaktivität geschieht mit Hilfe des Goldblattelektroskops. Wird ein radioaktiver Stoff in die Nähe des geladenen Elektroskops gebracht, so wird die Luft durch die Wirkung der Radiumstrahlen jonisiert, d. h. sie wird zu einem Leiter der Elektrizität gemacht und das Elektroskop wird dadurch entladen. Die Schnelligkeit der Entladung gestattet Schlüsse auf die vorhandene Radiummenge. Dieser Nachweis ist viele tausendmal empfindlicher als der spektralanalytische und mit seiner Hilfe konnte die Radioaktivität in den meisten Erd- und Gesteinsproben, sowie in sehr vielen Mineralwässern festgestellt werden. Die radioaktive Wirkung der Mineralwässer, der heute eine Bedeutung für ihre Heilkraft zugeschrieben wird, kann entweder auf einem Gehalt an radioaktiven Verbindungen oder an Emanation beruhen, die durch Kochen ausgetrieben werden kann. Als besonders stark radioaktiv erwiesen sich die Quellen von Gastein, Baden-Baden, Karlsbad, Nauheim, Soden, Kreuznach und Wildbad. Es kommen heute auch Radiumpräparate zur Darstellung radioaktiven Wassers in den Handel, das zu Trink-, Bade- und Inhalationszwecken dienen soll.

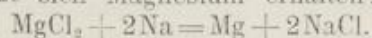
Magnesium, Mg.

Atomgewicht 24,32.

Magnesium und Beryllium bilden die zweite Untergruppe der Metalle der alkalischen Erden. Sie schließen sich in den Eigenschaften ihrer Verbindungen der Calciumgruppe an, unterscheiden sich aber von ihr durch die Leichtlöslichkeit ihrer Sulfate.

Die Verbindungen des Magnesiums sind in der Natur sehr verbreitet, und zwar bilden sie sehr häufig die Begleiter der Calciumverbindungen. Magnesiumkarbonat, $MgCO_3$, kommt als Magnesit und in Verbindung mit Calciumkarbonat als der mächtige Gebirgszüge bildende Dolomit, $MgCO_3 \cdot CaCO_3$, vor. Das Magnesiumsulfat, $MgSO_4$, bildet einen Bestandteil vieler Mineralquellen und findet sich bei Staßfurt in mächtigen Schichten als Kieserit, $MgSO_4 \cdot H_2O$. Überhaupt bilden die enormen Salzablagerungen bei Staßfurt eine reichliche Quelle für Magnesiumsalze, dort findet sich noch der Karnallit, $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$, Tachhydrit, $CaCl_2 \cdot 2MgCl_2 \cdot 12H_2O$, Kainit, $KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$, und zahlreiche andere Doppelsalze. Häufig sind auch Silikate des Magnesiums, so der Olivin, Mg_2SiO_4 , auch Talk, Speckstein, Meerscham und Asbest sind Magnesiumsilikate. Von Wichtigkeit ist das Vorkommen des Magnesiums im Chlorophyll der Pflanzen.

Das metallische Magnesium wird durch elektrolytische Zerlegung des Magnesiumchlorids gewonnen, doch benutzt man in der Technik hierzu den leichter schmelzbaren entwässerten Karnallit. Auch auf chemischem Wege, durch Einwirkung von Natrium auf geschmolzenen Karnallit, läßt sich Magnesium erhalten:



Das Magnesium ist ein silberweißes Metall vom spezifischen Gewicht

1,75. Es schmilzt unterhalb 800° und läßt sich bei etwa 1100° destillieren. An trockner Luft ist es beständig, an feuchter oxydiert es sich langsam; entzündet, verbrennt es mit glänzender, bläulichweißer Flamme. Die intensive Lichtentwicklung, die hierbei stattfindet, hängt damit zusammen, daß das Verbrennungsprodukt, das Magnesiumoxyd, nicht flüchtig ist und in lebhaftes Glühen versetzt wird. Das Magnesiumlicht ist von sehr großer chemischer Wirksamkeit, d. h. es ist reich an den stark brechbaren, dem violetten Ende des Spektrums angehörenden Strahlen und findet daher Verwendung in der Photographie, da es von allen künstlichen Lichtquellen dem Tageslicht am nächsten steht. Infolge seiner großen Affinität zum Sauerstoff vermag das Magnesium vielen Verbindungen den Sauerstoff zu entziehen, so werden die Oxyde der Schwermetalle in der Glühhitze durch Magnesium zu Metallen reduziert, einige sauerstoffhaltige Gase, wie Schwefeldioxyd und Stickoxyd, vermögen die Verbrennung des Magnesiums zu unterhalten und siedendes Wasser wird von ihm unter Wasserstoffentwicklung zersetzt. In Alkalien löst es sich nicht, in Säuren leicht unter Wasserstoffentwicklung, ebenso in Ammoniumchloridlösung. Das Magnesium kommt in der Regel in Pulver- oder Bandform in den Handel, es dient außer als Lichtquelle in der Photographie auch zur Feuerwerkerei, ferner als Reduktionsmittel und wird auch in der organischen Chemie viel benutzt.

Die Salze des Magnesiums besitzen eine große Neigung zur Bildung von Doppelsalzen, namentlich mit den Alkali- und Ammoniumsalzen. Das Magnesium ist in allen seinen Verbindungen zweiwertig, die wässerigen Lösungen seiner Salze enthalten daher das Ion Mg^{++} .

Verbindungen des Magnesiums.

Magnesiumchlorid, Chlormagnesium, bildet zerfließliche Kristalle, die 6 Molekeln Kristallwasser enthalten: $MgCl_2 \cdot 6H_2O$. Es wird in großen Mengen als Nebenprodukt aus der Mutterlauge des Karnallits, $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$, gewonnen, aus dessen Lösung sich beim Eindampfen zunächst das Kaliumchlorid ausscheidet (S. 289). Durch Erhitzen kann es nicht in wasserfreien Zustand übergeführt werden, da hierbei teilweise Hydrolyse eintritt, so daß schon wenig oberhalb 100° bedeutende Mengen Salzsäure entweichen:



Es entsteht hierbei ein Gemisch von Magnesiumoxyd und Magnesiumchlorid in wechselndem Verhältnis. Das wasserfreie Chlorid läßt sich aber aus einem Doppelsalz, dem Ammonium-Magnesiumchlorid, $NH_4Cl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$, gewinnen, das beim Erhitzen zuerst das Wasser, dann das Ammoniumchlorid abgibt. Auch durch Erhitzen von Magnesium im Chlorstrom wird das wasserfreie Chlorid erhalten, das sich bei Rotglut unzersetzt destillieren läßt. Das Magnesiumchlorid verbindet sich mit vielen andern Chloriden zu Doppelsalzen, wie $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ und $NH_4Cl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$.

Magnesiumoxyd, MgO , Magnesia usta, gebrannte Magnesia, entsteht bei der Verbrennung des Magnesiums und beim Erhitzen des Magnesiumhydroxyds: $Mg(OH)_2 = MgO + H_2O$ und des Karbonats: $MgCO_3 = MgO + CO_2$.

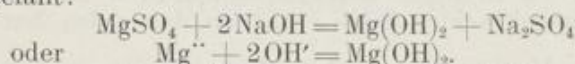
Es ist ein sehr lockeres und daher leicht erscheinendes Pulver, das nur bei der Temperatur des elektrischen Ofens zum Schmelzen ge-

bracht werden kann. In Säuren ist es leicht löslich, mit Wasser angerührt geht es in Hydroxyd über: $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Mg}(\text{OH})_2$. Es findet in der Technik seiner Feuerfestigkeit wegen zur Darstellung von Tiegeln und Ziegeln Verwendung, ferner dient es, da es in glühendem Zustande ein sehr starkes Lichtausstrahlungsvermögen besitzt, als Glühstift des Nernstlichts.

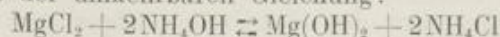
Die zu medizinischem Gebrauch dienende *Magnesia usta* wird durch Glühen des officinellen *Magnesium carbonicum* gewonnen. Es ist ein weißes, leichtes, feines Pulver, das in Wasser fast unlöslich ist, sich aber in verdünnter Schwefelsäure vollständig lösen muß. Es dient zur Bereitung von Zahnpulver und als Streupulver, innerlich wird es als säureabstumpfendes Mittel und als gelinde wirkendes Abführmittel gegeben.

Prüfung. Einen Gehalt an Natriumkarbonat, das als Fällungsmittel des zur Darstellung der *Magnesia usta* dienenden *Magnesium carbonicum* benutzt wird, geht beim Schütteln der *Magnesia usta* mit Wasser in dieses über, erteilt ihm deutlich alkalische Reaktion und hinterbleibt beim Eindampfen des Filtrats als Rückstand. (Schwach alkalische Reaktion und einen sehr geringen Rückstand gibt auch reine *Magnesia usta*, da das Magnesiumhydroxyd nicht völlig unlöslich ist.) Die hierbei auf dem Filter bleibende *Magnesia usta* soll sich ohne Aufbrausen in Essigsäure lösen. Aufbrausen verrät Magnesiumkarbonat. Ferner sei es frei von Calcium, Metallen der Schwefelwasserstoff- und Schwefelammoniumgruppe, von denen besonders das aus dem natürlichen Magnesit stammende Eisen in Betracht kommt, sowie von Sulfaten und Chloriden.

Magnesiumhydroxyd, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, wird aus den Lösungen der Magnesiumsalze durch Natronlauge als ein weißer, voluminöser Niederschlag gefällt:



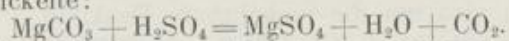
Es bildet sich auch aus Magnesiumoxyd durch Wasseraufnahme. An der Luft nimmt es Kohlensäure auf, in Wasser löst es sich sehr wenig, erteilt ihm aber alkalische Reaktion, leicht löst es sich hingegen bei Anwesenheit von Ammoniumsalzen. Diese Erscheinung beruht auf der sehr geringen elektrolytischen Dissoziation des Ammoniumhydroxyds, die zur Folge hat, daß beim Zusammentreffen von NH_4 -Jonen und OH-Jonen undissoziierte NH_4OH -Molekeln entstehen. Das Magnesiumhydroxyd gibt Magnesiumjonen und Hydroxyljonen an das Wasser ab, deren Konzentration infolge der Schwerlöslichkeit des Magnesiumhydroxyds allerdings nur gering ist, tritt nun hierzu die Lösung eines Ammoniumsalzes, die reichliche Mengen von NH_4 -Jonen enthält, so vereinigen sich diese mit den OH-Jonen zu NH_4OH -Molekeln. Dadurch wird das Gleichgewicht zwischen den Magnesiumjonen und den Hydroxyljonen gestört und es geht zu seiner Wiederherstellung ein neuer Teil des Magnesiumhydroxyds in Lösung (S. 153). Da aber die hierbei entstehenden Hydroxyljonen wiederum mit den im Überschuß vorhandenen Ammoniumjonen zusammentreten, so führt dieser Vorgang schließlich zur vollständigen Auflösung des Magnesiumhydroxyds. Dieselbe Überlegung erklärt, weshalb das Magnesium aus seinen Salzlösungen durch Ammoniak nur teilweise als Hydroxyd ausgefällt wird, daß aber bei Gegenwart von Ammoniumsalzen überhaupt keine Fällung eintritt. Bei der Fällung durch Ammoniak entsteht ein Ammoniumsalz, dieses aber wirkt der Fällung entgegen, es muß sich als gemäß der umkehrbaren Gleichung:



ein Gleichgewicht einstellen. Enthält die Lösung von vornherein Ammoniumsalze, so wird durch diese nach der Regel der gleichjonigen Zusätze (S. 152) die an und für sich schon schwache Dissoziation des Ammoniumhydroxyds noch weiter zurückgedrängt, die Konzentration der Hydroxylionen also vermindert, und die Ammoniaklösung verliert schließlich ihre basischen Eigenschaften.

Magnesiumperoxyd, MgO_2 , ist nur im Gemisch mit Magnesiumoxyd bekannt. Ein solches Gemisch, das aus etwa 20% Peroxyd und 80% Oxyd besteht ist das unter dem Namen Magnesiumperhydrolyd als inneres Desinfizienz und Oxydationsmittel bei abnormen Gärungsvorgängen im Magen und Darm angewandte Präparat, das durch Fällung einer mit Wasserstoffperoxyd versetzten Lösung eines Magnesiumsalzes durch Natronlauge oder Einwirkung von Wasserstoffperoxyd auf Magnesiumoxyd entsteht. Es ist ein weißes, in Wasser unlösliches Pulver.

Magnesiumsulfat, $MgSO_4 \cdot 7H_2O$, Magnesium sulfuricum, Bittersalz, englisches Salz. Aus seiner wässrigen Lösung kristallisiert das Magnesiumsulfat mit 7 Molekeln Kristallwasser und stellt in dieser Form das gewöhnliche Bittersalz dar. Ein schwer lösliches Salz der Zusammensetzung $MgSO_4 \cdot H_2O$ kommt als Kieserit in großen Mengen in Staßfurt vor, wo sich auch Doppelsalze des Magnesiumsulfats, wie Kainit, $KCl \cdot MgSO_4 \cdot 6H_2O$, und Schönit, $K_2SO_4 \cdot MgSO_4 \cdot 6H_2O$, finden. Diese Staßfurter Salze bilden die Hauptquelle des im Handel befindlichen Bittersalzes, zu dessen Gewinnung man den Kieserit mit heißem Wasser behandelt, wobei er allmählich in Lösung geht und sich in das gewöhnliche Bittersalz umwandelt. Früher wurden erhebliche Mengen Bittersalz als Nebenprodukt bei der Bereitung der Mineralwässer gewonnen, indem man die hierzu erforderliche Kohlensäure durch Einwirkung von Schwefelsäure auf Magnesit entwickelte:



Heute kommt diese Gewinnungsart infolge der Verwendung der flüssigen Kohlensäure kaum noch in Betracht.

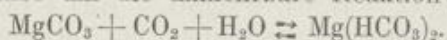
Das Magnesiumsulfat, $MgSO_4 \cdot 7H_2O$, ist in Wasser sehr leicht löslich, 100 ccm Wasser lösen bei gewöhnlicher Temperatur 100 g, in der Siedehitze 300 g des Salzes, in Alkohol ist es unlöslich. Es bildet farblose, rhombische Prismen. Aus der gesättigten Lösung scheidet sich bei 60–70° ein Salz mit 6 Molekeln Kristallwasser aus, in das sich das gewöhnliche Salz auch in warmer Luft umwandelt, auch Modifikationen mit anderm Kristallwassergehalt sind bekannt. Beim Erhitzen schmilzt das Bittersalz in seinem Kristallwasser und wandelt sich bei 120° in das Salz $MgSO_4 \cdot H_2O$ um, die letzte Molekel Wasser verliert es erst bei 200°. Das entwässerte Salz nimmt an der Luft wieder Kristallwasser auf, es ist also das Hydrat $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ das bei gewöhnlicher Temperatur beständigste Salz. Das Magnesiumsulfat ist von unangenehmem, salzig-bitterem Geschmack, es dient in der Medizin als Abführmittel, und zwar beruht seine Wirkung, wie die des Natriumsulfats, darauf, daß es nur schwer durch die Darmwand diffundiert, vielmehr sein Lösungswasser vermehrt und dadurch verdünnend auf den Darminhalt wirkt. In der Technik dient es zur Appretur der Baumwollstoffe, die dadurch beschwert werden und Glanz erhalten.

Prüfung. Einen Gehalt an Natriumsulfat stellt man fest, indem man es in Natriumhydroxyd überführt, das sich in Weingeist löst und ihm alkalische Reaktion erteilt. Man verreibt zu diesem Zweck 2 g Magnesiumsulfat mit 2 g gebranntem Marmor, den man durch Benetzen mit Wasser hat zu Calciumhydroxyd

zerfallen lassen, gibt das Pulver in ein Gemisch von 10 ccm Weingeist und 10 ccm Wasser, läßt unter wiederholtem Umschütteln zwei Stunden stehen, gibt 40 ccm absoluten Alkohol hinzu und filtriert. Das Filtrat darf auf Zusatz von Curcuma-linlur keine rote Färbung zeigen. Magnesiumsulfat und Natriumsulfat setzen sich mit gelöschtem Kalk zu Hydroxyden und Calciumsulfat um, aber nur das Natriumhydroxyd ist in dem Alkohol-Wassergemisch löslich und erteilt ihm alkalische Reaktion. Oder man kocht 1 T. Magnesiumsulfat mit 3 T. Bariumkarbonat 3 Stunden am Rückflußkühler, hierbei setzen sich die Sulfate mit dem Bariumkarbonat um, war Natriumsulfat vorhanden, so enthält das Filtrat Soda und reagiert alkalisch. Man prüft ferner (mit BETTENDORFFS Reagens) auf Arsen, das aus unreiner Schwefelsäure stammen könnte, falls das Salz als Nebenprodukt bei der Entwicklung von Kohlensäure aus Magnesit und Schwefelsäure zur Mineralwasserfabrikation gewonnen wurde. Ferner sei das Bittersalz frei von Chloriden und von Schwermetallen (namentlich Kupfer, Blei, Eisen). Besonders ist auf eine Verwechslung mit Zinksulfat zu achten, das in der Kristallform dem Magnesiumsulfat völlig gleicht. Die Lösung des Zinksulfats reagiert sauer, die des Magnesiumsulfats neutral, ferner werden nach Zusatz von Ammoniumchlorid Magnesiumsalze durch Ammoniumsulfid nicht gefällt, während Zinksalze einen weißen Niederschlag von Zinksulfid geben.

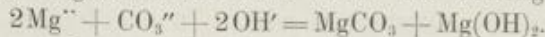
Magnesium sulfuricum siccum ist das auf dem Wasserbade in einer Porzellanschale unter wiederholtem Umrühren entwässerte Salz. Man setzt das Erhitzen so lange fort, bis 100 T. 35–37 T. an Gewicht verloren haben und schlägt das trockene Pulver durch ein Sieb. Ein so dargestelltes Präparat enthält noch ungefähr 23% Wasser, was der Zusammensetzung $MgSO_4 + 2H_2O$ entspricht.

Magnesiumkarbonat, $MgCO_3$, kohlen-saures Magnesium, findet sich in der Natur als Magnesit und in Verbindung mit Calciumkarbonat als Dolomit. Das Magnesiumkarbonat ist in reinem Wasser nur sehr wenig löslich, es löst sich aber in kohlen-säurehaltigem Wasser unter Bildung des Bikarbonats $Mg(HCO_3)_2$. Die Bildungs- und Zersetzungsverhältnisse dieser Verbindung sind dieselben, wie die des Calciumbikarbonats, sie wird beim Kochen der Lösung wieder zerlegt, es handelt sich also um die umkehrbare Reaktion:



Das Magnesiumbikarbonat findet sich in geringer Menge in vielen natürlichen Wässern und bedingt zusammen mit dem Calciumbikarbonat die vorübergehende Härte des Wassers (S. 67).

Versetzt man die Lösung eines Magnesiumsalzes mit Natriumkarbonat, so wird nicht die Verbindung $MgCO_3$ gefällt, sondern ein basisches Karbonat, ein Gemisch von $MgCO_3$ und $Mg(OH)_2$ in wechselndem Verhältnis, das von der Temperatur und der Konzentration der Lösungen abhängt. Die Löslichkeit des Magnesiumkarbonats ist von der des Magnesiumhydroxyds nicht sehr verschieden, und da die Lösung des Natriumkarbonats sowohl CO_3 -Jonen, als auch, wie ihre alkalische Reaktion beweist, OH -Jonen enthält (S. 285), so wird durch sie Magnesiumkarbonat und Magnesiumhydroxyd gleichzeitig gefällt. Je höher die Temperatur und je größer die Verdünnung der Sodalösung, desto stärker ist die Hydrolyse, desto größer also die Konzentration der Hydroxyljonen, und desto reicher an Magnesiumhydroxyd ist der ausfallende Niederschlag. Man kann die Fällung des basischen Magnesiumkarbonats durch die Ionengleichung ausdrücken:

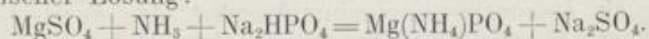


Das **Magnesium carbonicum** (*Magnesia alba*), das zu medizinischem Gebrauch dient, und das ein leichtes, lockeres Pulver darstellen soll, wird aus einer auf 50–60° erwärmten Magnesiumsulfatlösung durch Natriumkarbonatlösung gefällt. Das Magnesiumsulfat soll in geringem Überschuß vorhanden sein, da das Präparat sonst natron-

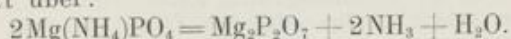
haltig wird. Der gut ausgewaschene Niederschlag wird an der Luft getrocknet und durch ein feines Sieb gerieben. In Wasser ist das basische Karbonat sehr wenig löslich, erteilt ihm aber infolge des Gehalts an Magnesiumhydroxyd alkalische Reaktion, leicht löslich ist es in kohlen säurehaltigem Wasser, auch von Salmiaklösung wird es gelöst.

Prüfung. Magnesium carbonicum soll beim Glühen wenigstens 40% Rückstand hinterlassen, der aus Magnesiumoxyd besteht. Ein solches Präparat entspricht etwa der Zusammensetzung $4\text{MgCO}_3 + \text{Mg}(\text{OH})_2 + 6\text{H}_2\text{O}$. Die Prüfung wird sich in erster Linie auf die im rohen Magnesit vorkommenden Verunreinigungen erstrecken, das heißt auf Calcium und Eisen. Von andern Metallen kommen namentlich Kupfer, Blei und Zink in Betracht, man prüft die essigsäure Lösung mit Schwefelwasserstoff. Ferner prüft man auf Sulfate und Chloride. Ein Gehalt an Soda (von der Darstellung her) erteilt dem Präparat stark alkalische Reaktion.

Magnesiumphosphate. Das in Wasser unlösliche Magnesiumorthophosphat, $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, ist als Begleiter des Calciumphosphats in der Pflanzen- und Tierwelt verbreitet, z. B. in den Getreidearten und in den Knochen. Für die Erkennung und Bestimmung des Magnesiums von Wichtigkeit ist das Magnesium-Ammoniumphosphat, $\text{MgNH}_4\text{PO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, das sich auch in faulem Harn bildet und zuweilen die Veranlassung zur Bildung von Harnsteinen ist. Es entsteht bei Zusammentreffen von Mg- und PO_4 -Ionen in ammoniakalischer Lösung:



Das Salz fällt als feinkristallisierter Niederschlag, es löst sich schwer in reinem und noch weniger in ammoniakhaltigem Wasser. Beim Glühen verliert es Ammoniak und Wasser und geht in Magnesiumpyrophosphat über:



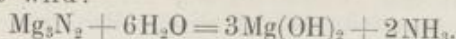
Entsprechend zusammengesetzte Salze, die denen der Phosphorsäure isomorph sind und ihnen auch in den Löslichkeitsverhältnissen gleichen, bildet das Magnesium mit der Arsensäure.

Magnesiumborate treten in verschiedener Zusammensetzung auf, das bekannteste ist der Boracit, $2\text{Mg}_3\text{B}_3\text{O}_{15} \cdot \text{MgCl}_2$, der in den Staßfurter Salzlagern vorkommt.

Magnesiumsilikate kommen in der Natur sehr zahlreich vor. Ein Magnesiumsalz der Orthokieselsäure ist der Olivin, Mg_2SiO_4 , der in rhombischen Kristallen oder in derben Massen auftritt. Talk und Speckstein sind als das saure Salz der Metokieselsäure, $\text{Mg}_3\text{H}_2(\text{SiO}_3)_4$, aufzufassen. Der Talk ist in reinem Zustande schneeweiß, sehr weich und zeigt deutlich kristallinische Struktur. Er findet vielfach Anwendung als Schmier- und Poliermittel, in der Papierfabrikation, zum Zeichnen auf Glas usw. Serpentin ist ein Magnesiumsilikat der Zusammensetzung $3\text{MgO} \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Er ist in der Regel durch andere Metalle, namentlich Eisen, dunkelgrün oder rötlich gefärbt und findet vielfach zur Herstellung von Kunstgegenständen Verwendung. Meerschäum, $2\text{MgO} \cdot 3\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, der in kompakten Massen von weißer oder grauweißer Farbe vorkommt, ist durch sein geringes spezifisches Gewicht, das etwa 1 beträgt, ausgezeichnet. Asbest ist ein Magnesium-Calciumsilikat, er ist von faseriger Struktur und dient zur Herstellung feuerbeständiger Gegenstände.

Magnesiumnitrid, Mg_3N_2 . Wie mit Sauerstoff, verbindet sich das Magnesium bei höherer Temperatur auch direkt mit Stickstoff, wovon man bei der Isolierung des Argons aus der atmosphärischen

Luft Gebrauch macht (S. 163). Das Magnesiumnitrid stellt ein grünlich-graues Pulver dar, das durch Wasser in Ammoniak und Magnesiumhydroxyd zerlegt wird:



Analytisches. Magnesiumverbindungen färben die Flamme nicht. Die Salze mit flüchtigen Säuren werden in der Glühhitze zerlegt und es hinterbleibt weißes, in der Glühhitze stark leuchtendes Magnesiumoxyd. Die Lösungen der Magnesiumsalze zeigen folgende Reaktionen:

Natronlauge fällt voluminöses, weißes Magnesiumhydroxyd. Ammoniak fällt ebenfalls Magnesiumhydroxyd, aber nur unvollständig, bei Gegenwart von Ammoniumsalzen findet durch Ammoniak überhaupt keine Fällung statt (S. 338).

Natriumphosphat fällt aus einer, mit Ammoniak und Ammoniumchlorid versetzten Magnesiumlösung einen kristallinen Niederschlag von Magnesiumammoniumphosphat, $\text{Mg}(\text{NH}_4)\text{PO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Hierbei entsteht zunächst eine übersättigte Lösung, bei starker Verdünnung findet daher die Ausscheidung nur allmählich statt.

Natriumkarbonatlösung fällt weißes, basisches Magnesiumkarbonat. Ammoniumkarbonat hingegen verursacht bei Gegenwart von Ammoniumsalzen keine Fällung.

Die quantitative Bestimmung des Magnesiums geschieht durch Ausfällung als Magnesiumammoniumphosphat, das durch Glühen in Magnesiumpyrophosphat, $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$, übergeführt wird.

Beryllium, Be.

Atomgewicht 9,1.

Das Beryllium gehört zu den selteneren Elementen. Sein wichtigstes Vorkommen ist das im Beryll, einem Doppelsilikat des Berylliums und Aluminiums von der Zusammensetzung $3\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$, das gewöhnlich durch geringe Beimengungen anderer Metalle gefärbt auftritt. Ein durch Chromoxyd grün gefärbter Beryll ist der Smaragd. In elementarem Zustande kann das Beryllium durch Reduktion seines Chlorids durch Natrium oder durch Elektrolyse geschmolzener Berylliumhalogenverbindungen gewonnen werden. Es ist ein silberweißes Metall vom spezifischen Gewicht 1,85, das unterhalb 1000° schmilzt und sich sowohl in Säuren als in Laugen unter Wasserstoffentwicklung löst. Diese Eigenschaft teilt es mit dem Aluminium, mit dem man es auch früher zusammenstellte, doch ergibt sich aus seiner Stellung im periodischen System, daß es in die Reihe des Magnesiums gehört (S. 267). Das Berylliumhydroxyd, $\text{Be}(\text{OH})_2$, ist nur eine sehr schwache Base, so daß die Salze in wässriger Lösung weitgehend hydrolytisch gespalten sind, diejenigen der stärkeren Säuren besitzen daher deutlich saure Reaktion. Hierin unterscheidet sich das Beryllium vom Magnesium und den Metallen der Calciumgruppe, ebenso wie durch die Löslichkeit seines Hydroxyds in Natronlauge, doch scheidet sich das Hydroxyd aus dieser Lösung allmählich, schnell beim Kochen, wieder aus. Im Gegensatz zum Magnesiumhydroxyd wird das Berylliumhydroxyd auch bei Gegenwart von Ammoniumsalzen durch Ammoniak gefällt. Das Oxyd, BeO , entsteht als leichtes, voluminöses Pulver beim Erhitzen des Hydroxyds. Es ist nur in der Hitze des elektrischen Ofens schmelzbar. Das Berylliumchlorid kristallisiert aus der wässrigen Lösung mit 4 Molekeln Kristallwasser, $\text{BeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, in zerfließlichen Tafeln, das wasserfreie Chlorid entsteht durch Erhitzen des Berylliums im Chlorstrom als leicht schmelzbare und leicht flüchtige schneeweiße Masse, die an feuchter Luft unter Abgabe von Chlorwasserstoffdämpfen raucht. Das Berylliumsulfat, $\text{BeSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, ist in Wasser leicht löslich. Durch Natriumkarbonat werden aus den Lösungen der Berylliumsalze, wie beim Magnesium, basische Carbonate gefällt. Die Salze des Berylliums besitzen süßen Geschmack.

Außer den Erdalkalimetallen gehören der zweiten Gruppe des periodischen Systems die drei Elemente Zink, Kadmium und Queck-