

Dreiwertige Metalle.

Aluminium Al.

Atomgewicht 26,91.

561. Das Aluminium ist der Menge nach der wichtigste metallische Bestandteil der Erdrinde. Man findet es als Oxyd Al_2O_3 Korund; als Hydroxyd $\text{Al}(\text{OH})_3$ Hydrargillit und als dessen Abkömmlinge, die teilweise Wasser eingebüßt haben, wie $\text{O} = \text{Al} - \text{OH}$ Diaspor und $\text{Al}_2\text{O}_2 = (\text{OH})_2$ Bauxit, ein für die Gewinnung des Aluminiums und seiner Derivate sehr wichtiges Mineral. Der Kryolith $\text{AlF}_3 \cdot 3 \text{NaF}$ ist gleichfalls ein wichtiges Aluminiummineral. Vor allem wird das

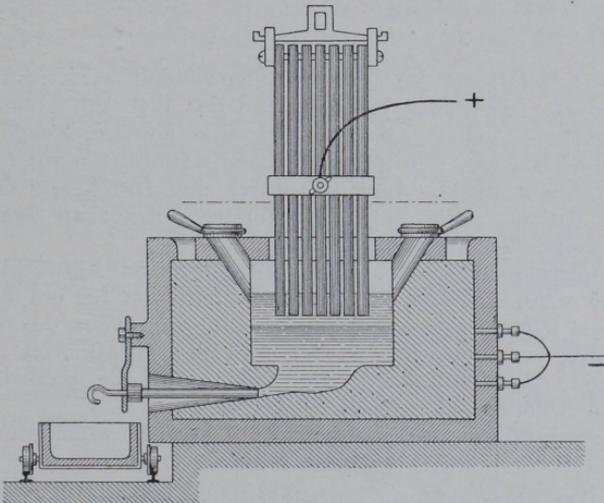
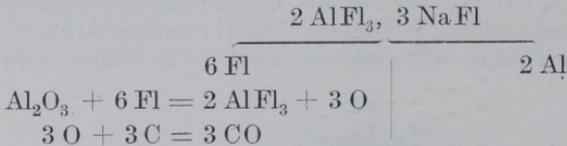


Fig. 75.

Metall aber in Silikaten gefunden, deren wichtigstes der Orthoklas (Feldspat) ist $\text{Al}_2\text{K}_2\text{Si}_6\text{O}_{16}$ (vgl. K), dessen Zersetzung den Ton liefert. Die in primären Bodenformationen so häufigen Schiefer entstammen dem Ton.

Aluminium stellt man durch Elektrolyse eines geschmolzenen Gemisches von Kryolith und Aluminiumoxyd dar (Verfahren von Héroult Fig. 75). Der Héroultofen besteht aus einer dicken Eisenwanne, die innen mit Retortenkohle ausgekleidet und durch sie mit dem negativen Pol eines kräftigen Gleichstromdynamos verbunden ist. Der Ofen bildet so die Kathode des elektrolytischen Bades. Die Anode wird durch ein Bündel von Stäben aus Retortenkohle gebildet, das beliebig gehoben oder gesenkt werden kann. Die Wanne ist mit einer mit einem Stopfen verschlossenen Ausflußöffnung versehen, die gestattet, das geschmolzene Metall in einem Wägelchen aufzufangen. Man beschickt den Ofen mit einer kleinen Kryolithmenge und senkt die Anode, bis sich der elektrische Lichtbogen bildet. Der Kryolith schmilzt, wird leitend, was ein Anheben der Anode und den Zusatz einer neuen Beschickung gestattet, die ihrerseits schmilzt. Dann fügt man ein Gemisch von Tonerde und Kryolith zu und läßt die Anode in den geschmolzenen Elektrolyten hineintauchen. Das im Kryolith enthaltene AlF_3 elektrolysiert sich, das Aluminium setzt sich in der Wanne, die die Kathode bildet, ab, während das Fluor zur Anode wandert. Es wirkt auf aufgelöstes Aluminiumoxyd unter Entstehung von Fluorid, das den Kryolith zurückbildet, und von Sauerstoff ein, der die Kohle oxydiert und in Kohlenoxyd umwandelt.



In dem Maße, wie die Tonerde umgewandelt wird, fügt man neue Mengen hinzu. Wie man sieht, müßte der Kryolith unendlich lange Dienste leisten, jedoch verschwindet eine gewisse Menge Fluor als Fluorkohlenstoff, was die Zufuhr frischen Kryoliths nötig macht. Der Elektrolyt bleibt flüssig dank der durch den Durchgang des Stromes erzeugten Wärme. Die Potentialdifferenz beträgt an den Polen im Mittel 5 Volts, die Ampèrezahl 1000.

Das Verfahren verlangt einen beträchtlichen Aufwand von elektrischer Energie, ungefähr 31 Pferdekraftstunden für ein Kilo Metall. Ökonomisch läßt es sich nur dann durchführen, wenn die motorischen Kräfte billig zur Verfügung stehen. In der Fabrik von Neuhausen, der größten Aluminiumfabrik der Welt, wird die motorische Kraft durch eine Ableitung des Rheins geliefert.

Die Produktion an Aluminiummetall erreicht annähernd 14000 t, der Preis des kg beträgt ungefähr 2 Mark.

562. Das Aluminium ist ein silberweißes weiches Metall, vom spezifischen Gewicht 2,6, nach dem Hämmern 2,75, das bei 660° schmilzt. Seine Härte ist ungefähr die des Eisens. Es ist zäh und dehnbar und verändert sich nicht an feuchter Luft. Alle diese Eigenschaften machen es im Verein mit seiner Leichtigkeit zu einem technisch wertvollen Metall. Leider kennt man noch kein praktisches Lötverfahren, die Aluminiumstücke müssen gegossen werden.

Das Aluminium zersetzt bei gewöhnlicher Temperatur nicht das Wasser, denn es ist mit einer sehr dünnen Oxydschicht bedeckt, die eine weitere Einwirkung verhindert. Amalgamiert man jedoch das Aluminium, nachdem man die Oberfläche sauber gereinigt, so verhindert das Quecksilber, daß das Oxyd eine feste Decke bildet, und man sieht, wie das Metall sich stellenweise schnell mit einer weißen Oxydhaut bedeckt. Taucht man amalgamiertes Aluminium in Wasser, so zersetzt es dies energisch, selbst in der Kälte, unter Entwicklung von Wasserstoff und Bildung von $\text{Al}(\text{OH})_3$. Es ist also nur deswegen ein indifferentes Metall, weil es mit einer Oxydschicht bedeckt ist.

Das Aluminium besitzt zum Sauerstoff eine ungeheure Verwandtschaft $2 \text{Al} + 3 \text{O} = 2 \text{Al}_2\text{O}_3 + 391000 \text{ Kalorien}$. Doch brennt es nur, wenn es zu dünnen Blättchen ausgewalzt ist. Bei hoher Temperatur reduziert es fast alle Metalloxyde unter Wärmeentwicklung. Da dies auf einen verhältnismäßig kleinen Raum beschränkt bleibt, das Oxydationsprodukt nicht flüchtig ist und sich nicht dissoziiert, ist der Wärmeverlust gering, und die Temperatur erreicht Werte, die sonst nur im Lichtbogen erzielt werden ($> 3000^\circ$). Daher können alle Metalle geschmolzen erhalten werden, wenn man ihre Oxyde mit Aluminium reduziert. Das gebildete Al_2O_3 schmilzt gleichfalls (Verfahren von Goldschmidt). Man stellt so industriell geschmolzenes Chrom und Mangan her. Diese Methode hat dem Verfahren im elektrischen Ofen gegenüber den Vorteil, daß sie nicht Kohlenstoffverbindungen der Metalle liefert.

Man verfährt wie folgt: Ein inniges Gemisch von Aluminiumpulver mit einem kleinen Überschuß des zu reduzierenden Oxyds wird in den Ofen gebracht, der innen mit Magnesia ausgefüttert ist. Auf die Oberfläche der Mischung legt man eine Zündkirsche, bestehend aus Aluminium und Baryumsuperoxyd, die man mit Hilfe eines Magnesiumstreifens entzündet. Die Entzündung der Zündkirsche liefert eine Temperatur, die hoch genug ist, um das Gemisch von Aluminium und Oxyd zur Entzündung zu bringen. Das Gemisch erhitzt sich auf blendende Weißglut, und das Metall wird zu einem Stück reduziert, das unter der Decke von geschmolzenem Aluminium ruht. Die Erscheinung geht so schnell vor sich, daß die äußere Wand des Ofens sich nicht auf Rotglut erhitzt.

Goldschmidt hat einer Mischung von Eisenoxyd und Aluminium den Namen Thermit gegeben. Zündet man sie an, so wird eine ungeheure Wärmemenge entwickelt, die vor allem zur autogenen Schweißung der Schienen dient.

Aluminium bildet einige wichtige Legierungen. Erwähnt sei

1. die Aluminiumbronze (90%Al, 10%Cu), ein goldgelbes Metall, zäher als der Stahl, sehr hart und elastisch.
2. das Magnalium, eine Legierung von Magnesium und Aluminium, ein weißes, sehr homogenes Metall, das zur Darstellung physikalischer Instrumente dient.

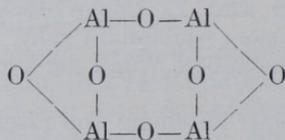
563. Das Aluminium ist ein dreiwertiges Metall, wie es die Dampfdichte seines Chlorides und zahlreicher organischer Verbindungen be-

weist. Schwefelsäure und Salpetersäure greifen in der Kälte nicht an, hingegen verwandeln es Salzsäure und alle Mischungen, die diese Säure liefern können (Cl^- -Ion, selbst in Gegenwart einer schwachen Säure), unter Wasserstoffentwicklung in das Chlorid. (Schwerwiegendes Hindernis des Gebrauchs des Aluminiums für Küchengeräte.) Die Ätzalkalien (KOH und NaOH) werden in der Kälte durch Aluminium unter Wasserstoffentwicklung zersetzt (vgl. Wasserstoff). Es entstehen Aluminate $\text{Al}(\text{ONa})_3$.

564. Aluminiumoxyd, Tonerde Al_2O_3 , findet man in der Natur als Kristall in der Form des Korundes, der häufig durch Spuren fremder Bestandteile gefärbt ist. Der durchsichtige rote Korund ist der Rubin, der blaue der Saphir, der grüne der orientalische Smaragd. Meistens ist der Korund trübe, die Kristalle sind schlecht ausgebildet, dann stellt er den Schmirgel dar. Der Korund ist nächst dem Diamant der härteste aller Mineralien, in Pulverform dient er zum Schleifen.

Tonerde schmilzt bei der Temperatur des Knallgasgebläses. Durch Reduktion von Metalloxyden durch Aluminium erhält man sie gleichfalls geschmolzen. In kristallisiertem Zustande wird sie von Säuren nicht angegriffen. Das amorphe Aluminiumoxyd erhält man durch Erwärmen des Aluminiumhydroxyds. Es ist ein weißes, sich rau anführendes Pulver, das sich, wenn nicht hoch erhitzt, in Säuren auflöst. Unter dem Einfluß hoher Temperaturen geht es in eine kompakte Modifikation über, die von Säuren nicht angegriffen wird.

Die Metalloxyde kommen häufig in mehreren Modifikationen vor. Die einen sind leicht und durch Säuren angreifbar, die anderen sind kompakt und widerstehen der Einwirkung der Reagenzien. Man muß diese Modifikationen als aus der Verbindung mehrerer Moleküle zu einem einzigen herrührend ansehen. Man kann sich vorstellen, daß ein einfaches Oxyd $\text{O}=\text{Al}-\text{O}-\text{Al}=\text{O}$ beispielsweise ein Molekül bilden kann



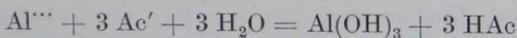
Häufig kann man feststellen, daß der Übergang aus der weniger dichten in die dichte Form von einer Wärmeentwicklung begleitet ist, Beweis dafür, daß eine wirkliche chemische Verbindung entsteht. Da die Oxyde unlöslich und nicht flüchtig sind, ist eine Bestimmung ihrer Molekulargewichte unmöglich, zweifelsohne jedoch muß dieses in vielen Fällen sehr hoch sein. Die Erfahrung hat bewiesen, daß das Zusammenhäufen von Molekülen die Trägheit des Moleküls vermehrt (vgl. auch Kieselsäure, Metaphosphorsäure, roter Phosphor). Die kristallisierten Moleküle gehören alle der kompakten Form an.

Tonerde aller Formen ist in geschmolzenen Alkalien löslich und verwandelt sich dabei in Aluminat (vgl. später).

565. Aluminiumhydroxyd $\text{Al}(\text{OH})_3$ kommt als Hydrargillit natürlich vor, künstlich wird es durch Einwirkung von NH_4OH auf ein Aluminiumsalz oder durch Zersetzung der Aluminate erhalten.

Es ist eine sehr schwache Base. Die Aluminiumsalze sind in Lösungen tiefgehend hydrolysiert und besitzen eine deutlich saure Reaktion. Die Hydrolyse kann derartig sein, daß das Salz sich vollständig in ausfallendes Aluminiumhydroxyd zerlegt, was vor allem für das Schwefelaluminium zutrifft (vgl. 214). Unterwirft man eine Aluminiumsalzlösung der Dialyse, so bleibt auf der dialysierenden Membran kolloidales Hydroxyd zurück, das durch Wärme koaguliert wird. Auf dieser Eigenschaft beruht die Benutzung der Aluminiumsalze zum Beizen von Geweben. So nennt man das Verfahren, ein Gewebe derartig zu behandeln, daß es instande ist, Farbstoffe zu binden. Aluminiumsalze bilden Beizmittel.

Um mit Aluminiumsalzen zu beizen, taucht man ein Gewebe in eine Aluminiumsulfatlösung, dann in eine solche von Natriumacetat. Die beiden Salze dringen nacheinander in die Fasern ein, das in der Faser gebildete Aluminiumacetat ist jedoch fast vollständig in Lösung hydrolysiert.



(Essigsäure ist eine schwache Säure.) Die Wand der Faser dient als Dialysator. Essigsäure und Natriumsulfat dringen hindurch, Aluminiumhydroxyd wird jedoch zurückgehalten. Nun besitzt dieses Hydroxyd die Fähigkeit, sich mit basischen Farbstoffen zu verbinden und unlösliche Verbindungen zu bilden, Lacke, die das Waschen nicht mehr entfernt. Es genügt also, wenn man das Gewebe nach dem Beizen in ein Farbstoffbad taucht, um im Inneren der Faser eine unzerstörbare Farbe zu bilden, die erst nach der Abnutzung der Wand verschwindet.

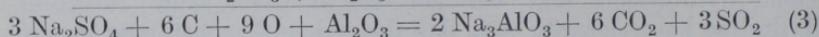
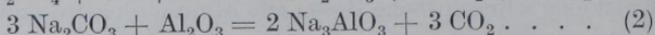
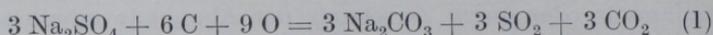
$\text{Al}(\text{OH})_3$ kann durch teilweise Wasserabspaltung Abkömmlinge bilden wie den Diaspor $\text{O}=\text{Al}-\text{OH}$.

Aluminiumhydroxyd kann sich ebenso wie Zinkhydroxyd (vgl. 547) nach dem Säuretypus ionisieren. Daher ist es in Alkalien löslich, indem ein Überschuß von OH' -Ionen die Bildung der AlO_3''' -Ionen und folglich das Verschwinden der Al''' -Ionen begünstigt. Aluminiumhydroxyd kann sich also wie eine Säure verhalten, jedoch ist es eine schwache Säure, die sich hauptsächlich nach dem Typus $\text{H}' + \text{AlO}_3\text{H}_2'$ ionisiert. Dieses Ion $\text{H}_2\text{O}_3\text{Al}'$ verliert leicht ein Molekül Wasser und geht in das Ion $\text{O} = \text{Al} - \text{O}'$ über. Die entsprechende Säure ist $\text{O} = \text{Al} - \text{OH}$, der Diaspor. Das zweiwertige Ion $\text{HO} - \text{Al} = \text{O}_2''$, zweite Stufe der Ionisation der Säure $\text{Al}(\text{OH})_3$, kann sich durch Wasserabspaltung in das Ion $''\text{O}_2 - \text{Al} - \text{O} - \text{Al} - \text{O}_2''$ verwandeln, das negative Ion des Bauxits $(\text{OH})_2 - \text{Al} - \text{O} - \text{Al} - (\text{OH})_2$.

Die Metallabkömmlinge des Aluminiumhydroxyds und des Produktes einer teilweisen Wasserabspaltung, des Diaspors, sind die Aluminate. Sie gehören dem Typus AlO_3M_3 oder $\text{Al}=\text{O}-\text{OM}$ an. Die Alkalialuminate sind in Wasser löslich, die anderen sind unlöslich.

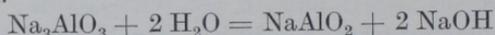
Natriumaluminat, das wichtigste von ihnen, stellt man dar, indem man in einem Luftstrom ein Gemenge von Natriumsulfat, Kohle und

Bauxit, der das Aluminiumoxyd ersetzt, im Luftstrom stark erhitzt (Verfahren Peniakoff).

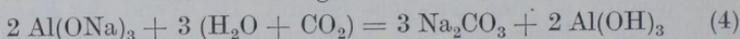


Man kann es auch durch direktes Schmelzen von Natriumkarbonat und Aluminiumoxyd darstellen (Reaktion 2), das sich dabei wie ein Anhydrid verhält.

Das Natriumaluminat ist in Lösung stark hydrolysiert und besitzt alkalische Reaktion. Das dreibasische Aluminat gibt durch Eindunsten seiner Lösung Kristalle des einbasischen Aluminats. Die Lösung enthält Ätznatron.



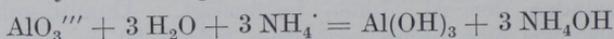
Säuren zersetzen die Aluminate unter Bildung von $\text{Al}(\text{OH})_3$. Ist die Säure sehr schwach, so wirkt sie auf das Aluminiumhydroxyd nicht ein; es fällt aus. Das trifft vor allem für die Kohlensäure zu. Behandelt man eine Lösung von Natriumaluminat mit Kohlensäureanhydrid, so erhält man einen Niederschlag von $\text{Al}(\text{OH})_3$, die Reaktion 2 ist also reversibel. In der Kälte verdrängt Kohlensäureanhydrid Al_2O_3



Reaktion 3 und 4 lassen sich zur Darstellung von Natriumkarbonat verwenden.

Um das Oxyd zu erhalten, genügt es, das Aluminiumhydroxyd zu glühen. So stellt man aus dem Bauxit, der immer Eisen enthält, reines Aluminiumoxyd her, das zur Darstellung des Aluminiums nötig ist.

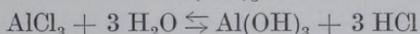
In Gegenwart eines Ammoniaksalzes geben die Aluminate einen Niederschlag von Aluminiumhydroxyd. Das Ion NH_4' bindet das Ion OH' des Wassers, denn Ammoniak ist eine schwache Base. Die Konzentration der H' -Ionen genügt alsdann, um die Fällung von Aluminiumhydroxyd zu ermöglichen.



Aluminiumchlorid AlCl_3 . Erhitzt man Aluminium im Chlorstrom, so verbrennt es und verwandelt sich in wasserfreies Chlorid, das in weißen, sehr flüchtigen Kristallen sublimiert. Die Dampfdichte entspricht bei 200° der Formel Al_2Cl_6 ; bei 700° der Formel AlCl_3 . Zwei Moleküle AlCl_3 bilden also bei niedriger Temperatur einen Körper 2AlCl_3 . Das trifft für viele flüchtige Körper zu. Deswegen müssen auch die Messungen der Dampfdichte, die zur Feststellung des Molekulargewichtes geschehen, bei Temperaturen vorgenommen werden, die weit genug vom Siedepunkt entfernt liegen (vgl. 48), oder unter verringertem Druck, da eine Verringerung des Druckes die Dissoziation komplexer Teile verursacht.

Aluminiumchlorid verhält sich wie ein Säurechlorid. Es raucht an feuchter Luft unter Entwicklung von Chlorwasserstoff und geht in

Oxyd über. Durch Behandlung mit Wasser entstehen in lebhafter Reaktion gleichfalls HCl und $\text{Al}(\text{OH})_3$. Jedoch ist die Reaktion



reversibel. Aluminiumhydroxyd ist in Salzsäure löslich. Engt man die Lösung ein, so erhält man Kristalle $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, die man nicht entwässern kann. Erwärmt man sie, so geben sie HCl und Aluminiumoxyd (vgl. auch MgCl_2).

Das wasserfreie Aluminiumchlorid dient in der organischen Chemie als Kondensationsmittel.

Das Aluminiumfluorid, aus $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3 \text{HFl}$, kommt in einer löslichen Form vor; engt man jedoch seine Lösung ein, so fällt es kristallinisch aus und wird in Wasser unlöslich. Mit Fluornatrium bildet es ein Doppelfluorid $\text{AlFl}_3 \cdot 3 \text{NaFl}$, den Kryolith, eine der für die Darstellung des Metalles wichtigsten Aluminiumverbindungen. War es erhitzt, so wird es von Säuren nicht angegriffen. Andererseits ist es interessant zu beobachten, daß, während die anderen Halogensalze des Aluminiums durch Wasser sehr leicht zersetzt werden, Aluminiumfluorid kräftigen Widerstand leistet und nur bei Rotglut angegriffen wird.

566. Aluminiumsulfat $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O}$ wird durch Erhitzen von reinem Ton, Kaolin, mit Schwefelsäure hergestellt. Es kristallisiert mit $18 \text{H}_2\text{O}$ und ist im Wasser sehr löslich, was die Reinigung ziemlich schwierig macht.

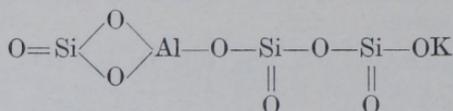
Die Sulfate der dreiwertigen Metalle besitzen die Eigenschaft, mit den Alkalisulfaten Doppelsulfate der Formel $\text{M}^{\text{III}}(\text{SO}_4)_2 \text{X} \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$ zu bilden, die man Alaune nennt (X ist ein Alkalimetall). M^{III} kann Aluminium oder ein Metall seiner Gruppe oder Fe^{III} , Cr^{III} , Mn^{III} sein. Diese Alaune kristallisieren in Oktaedern, die, da sie gewöhnlich in Wasser schwer löslich sind, sich sehr leicht reinigen lassen. Erhitzt verlieren sie leicht ihr Kristallwasser. Die Alaune sind wie die Vitriole (vgl. 544) wirkliche Additionsverbindungen und stellen im kristallisierten Zustand wohldefinierte Körper dar. Gelöst sind sie vollständig in ihre Bestandteile dissoziiert oder in die entsprechenden Ionen, was sich kryoskopisch nachweisen läßt. Ihre Lösungen weisen im übrigen keine anderen Eigenschaften auf als die der Ionen SO_4^{II} , M^{III} und X. So unterscheiden sie sich sehr von den komplexen Salzen, deren Entstehung auf der Bildung komplexer Ionen beruht, wie z. B. die Chlormerkurate (vgl. 554).

Der wichtigste Alaun ist der Kalialaun $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$, den man industriell darstellt, indem man Kaliumsulfat in berechneter Menge einer Lösung von Aluminiumsulfat zufügt. Er kristallisiert in großen, oktaedrischen Kristallen, manchmal in Würfeln, und dient als Beizmittel.

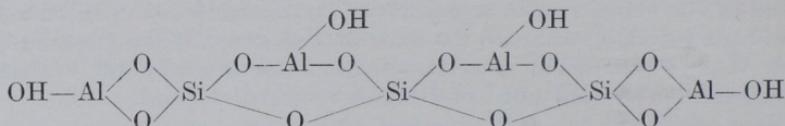
Aluminiumstickstoff NAl entsteht direkt aus den Elementen, wenn man Aluminium im Stickstoffstrom oder ein Gemisch von Aluminium und Kohlenruß im Luftstrom auf 700° erhitzt (vgl. auch 259). Es ist ein grauer Körper, der sich an feuchter Luft langsam in $\text{Al}(\text{OH})_3$ und Ammoniak zersetzt. Kaliumhydroxyd zersetzt ihn heftig zu Ammoniak und Kaliumaluminat.

Aluminiumkarbid C_3Al_4 wird direkt dargestellt. Die Reaktion beginnt bei 650^0 , verläuft aber schnell nur oberhalb von 1400^0 . Säuren zersetzen es unter Bildung von reinem Methan CH_4 .

567. Aluminiumsilikate. Das Orthosilikat des Aluminiums ist ein Mineral von geringer Bedeutung, bildet jedoch Doppelsalze und ein basisches Silikat, die zu den wichtigsten Bestandteilen der Erdrinde gehören (Feldspat, Ton). Der Orthoklas (Feldspat), der wichtigste der Feldspate, hat die Formel



Seine Zersetzung durch Wasser und Kohlensäureanhydrid (vgl. 388) gibt ein basisches Aluminiumsilikat



das in reinem Zustande den Kaolin bildet, (Porzellanerde). Ton ist Kaolin, mehr oder minder mit Quarz oder Eisenoxyd gemischt. Reiner Kaolin ist weiß und unschmelzbar. Kaolin und Ton bilden den Urstoff aller Töpfereien. Kaolin und Ton mit Wasser angemacht geben einen weichen schmiegsamen Brei, der sich leicht in Formen bringen läßt. Trocknet man diese Masse und brennt sie dann bei hoher Temperatur, so bäckt sie zu einer porösen Masse von erdigem Bruch zusammen. Freilich tritt zu gleicher Zeit ein starker Schwund ein, der reinen Kaolin ungeeignet zur Herstellung von Töpferwaren macht. Setzt man jedoch der Masse Quarz, Feldspat usw. zu, so vermeidet man dieses Zusammenziehen. Der bei hoher Temperatur gebrannte Ton wird von Säuren und den meisten Reagenzien nicht mehr angegriffen. Man kann ihn nur durch Schmelzen mit Oxyden oder Karbonaten (vgl. H_4SiO_4) oder durch Hfl lösen.

Das Porzellan besteht aus einer Masse von Kaolin und Feldspat. Das Brennen bei sehr hoher Temperatur (1400^0) verursacht ein teilweises Schmelzen des Feldspats, was dem Porzellan seine dichte Beschaffenheit und sein teilweises Durchscheinen verleiht.

Die Glasur des Porzellans, d. h. die Emailleschicht, mit der man es bedeckt, besteht aus geschmolzenem Feldspat.

Die Fayencemasse besteht aus quarzigem Kaolin und unterliegt keiner teilweisen Schmelzung, sie ist porös und körnig. Der Brand wird bei einer Temperatur vorgenommen, die nicht so hoch ist, wie beim Porzellan.

Die gewöhnlichen Töpferwaren werden aus weniger reinem, oft eisenhaltigen Ton hergestellt. Anwesenheit von Eisenoxyd macht die Masse leichter schmelzbar, daher widerstehen diese Materialien auch nicht der Einwirkung sehr hoher Temperaturen. Die feuerfesten Steine ent

halten eine sehr große Quarzmenge, die sie unschmelzbar macht. Gewöhnliche Ziegelerde ist ein quarziger Ton, der Eisenoxyd und Kalkspat enthält. Beim Brennen bildet sich ein leicht schmelzbares Eisen-silikat, das die Masse zusammenbäckt.

568. Ultramarin. Dieser so häufig als Mineralfarbe gebrauchte Körper ist eine Aluminiumverbindung unbekannter Zusammensetzung. Der Lasurstein ist das natürliche Ultramarin. Man stellt ihn künstlich durch Erhitzen von Natriumkarbonat, Kaolin, Ton, Schwefel und Kolophonium in geschlossenen Öfen oder Muffelöfen dar. Das Material der Muffeln oder Öfen muß porös sein und Luft hindurchdringen lassen, deren Anwesenheit zur Bildung des Schwefligsäureanhydrids, das das ursprünglich gebildete farblose Produkt, das weiße Ultramarin, in das blaue Ultramarin verwandelt, unbedingt nötig ist.

Ultramarin ist ein blauer Körper, der in Wasser unlöslich ist und durch Luft und Licht nicht verändert wird. Säuren zersetzen ihn unter Entwicklung von Schwefelwasserstoff und Bildung eines Schwefelniederschlags. Ultramarin scheint ein Gemisch eines Doppelsilikats von Natrium und Aluminium und von Natriumpolysulfid zu sein.

569. Eigenschaften der Aluminiumsalze. Ätzalkalien fällen sie weiß, ein Überschuß des Reagens löst den Niederschlag auf. Ammoniak fällt $\text{Al}(\text{OH})_3$. Schwefelwasserstoff ist ohne Einwirkung. Karbonate und lösliche Sulfide fällen $\text{Al}(\text{OH})_3$, da Al_2S_3 und $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ durch H_2O zersetzt werden.

Man wiegt das Aluminium, indem man es als $\text{Al}(\text{OH})_3$ ausfällt, das man glüht. 100 Teile Al_2O_3 entsprechen 53 Teilen Al.

Bildungswärmen einiger Aluminiumverbindungen.

Aluminiumoxyd	380200 Kal.	Aluminiumfluorid	249000 Kal.
„ hydroxyd	393000 „	„ chlorid	161800 „
„ sulfat, gel.	875700 „	„ bromid	121980 „