

Phosphorsalzperle, zur Erkennung mancher Metalle benutzt wird. Auf derselben Eigenschaft des Borax beruht auch seine Verwendung zum Löten schwer schmelzbarer Metalle. Das Lot, ein leicht schmelzbares Metall, wird mit Borax vermischt zwischen die zu verbindenden Metallstücke gebracht und zum Schmelzen erhitzt. Damit die Metalle fest zusammenkitten, muß ihre Oberfläche an der Berührungsstelle mit dem Lot frei von Oxyden sein, was dadurch bewirkt wird, daß der Borax die Oxyde auflöst. Da er die Fähigkeit besitzt, mit Basen Gläser zu bilden, dient er auch zur Herstellung mancher Glassorten, von Glasuren und Email. Zum Steifen der Wäsche dient er wegen seiner Eigenschaft, in seinem Kristallwasser zu schmelzen und beim Erkalten der Wäsche Glanz und Steifheit zu verleihen. In der Medizin wird er als gelinde wirkendes Antiseptikum und als säuretilgendes Mittel benutzt.

Ein Boraxpentahydrat, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, der sogenannte oktaedrische Borax, scheidet sich oberhalb 60° aus der gesättigten Lösung ab.

Prüfung. Es ist Rücksicht zu nehmen auf eine Verunreinigung durch Calcium- und Magnesiumverbindungen, Soda, Sulfate, Chloride, Eisen und Metalle der Schwefelwasserstoffgruppe.

Perborsäure. Eine Anzahl von Salzen leiten sich von der in freiem Zustande nicht bekannten Perborsäure oder Überborsäure, HBO_3 , ab, die als ein Superoxyd der Metaborsäure, HBO_2 , zu beachten ist. Diese Salze, von denen das Natriumperborat, $\text{NaBO}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, das bekannteste ist, entstehen durch Einwirkung von Wasserstoffperoxyd oder Natriumperoxyd auf Borate. Sie sind starke Oxydationsmittel, in der Wärme oder durch Säuren werden sie unter Sauerstoffabgabe zersetzt, ihre Lösungen haben dieselben chemischen Eigenschaften, wie die des Wasserstoffperoxyds.

Auch eine Verbindung des Bors mit Schwefel, das Borsulfid, B_2S_3 , ist bekannt, das beim Überleiten von Schwefeldampf über zum Glühen erhitztes Bor als eine weiße glasartige Masse entsteht.

Beim Erhitzen von amorphem Bor in Stickstoff entsteht Borstickstoff, BN , ein weißes, talkartiges, chemisch ziemlich indifferentes Pulver.

Aluminium, Al.

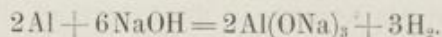
Atomgewicht 27,1.

Das Aluminium kommt in sehr großer Menge, aber nur in Form seiner Verbindungen in der Natur vor. Es ist das verbreitetste aller Metalle und wird nur vom Sauerstoff und Silicium in bezug auf die Menge des Vorkommens übertroffen. Als Oxyd, Al_2O_3 , bildet es in kristallisiertem Zustande den Korund, dessen durchsichtige und schön gefärbte Exemplare als Rubin und Saphir bekannt sind. Eine körnige, oft verunreinigte Abart des Korunds ist der Schmirgel. Wasserhaltige Aluminiumoxyde sind der Diaspor, $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, und der technisch wichtige Bauxit, $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Auch der aus Natriumaluminiumfluorid bestehende Kryolith, Na_3AlF_6 , ist von technischer Bedeutung. Am weitesten verbreitet sind die Doppelsilikate des Aluminiums, von denen der Kalifeldspat oder Orthoklas, KAlSi_3O_8 , und der Natronfeldspat oder Albit, $\text{NaAlSi}_3\text{O}_8$, die bekanntesten sind. Der Feldspat bildet den Hauptbestandteil des Granits, des Gneises und vieler anderer Gesteine, ein Aluminiummagnesiumsilikat ist der Glimmer. Durch Verwitterung des Feldspats gehen die Alkalimetalle allmählich in Lösung und es hinterbleibt der Kaolin oder Porzellanton, $\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_7 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Durch diesen Prozeß entstehen aus den feldspatführenden Gesteinen die verschiedenen Arten des Tons, die je nach ihrem Reinheitsgrad eine ver-

schiedene technische Bedeutung haben. Mischungen des Kaolins mit Quarz, Kalkstein und Eisenoxyd bilden den gewöhnlichen Ton, den Lehm, Mergel und die Ackererde. Aluminiumsilikate sind in jeder Bodenart enthalten, doch haben sie wegen ihrer Unlöslichkeit für das Pflanzenleben keine Bedeutung.

Zur Gewinnung des metallischen Aluminiums diente lange Zeit seine Abscheidung aus dem Doppelsalz $\text{AlCl}_3 \cdot 3\text{NaCl}$ durch metallisches Natrium, praktische Bedeutung hat das Metall aber erst gewonnen, seitdem es auf elektrolytischem Wege in großem Maßstabe hergestellt werden kann. Die Verbindung des Aluminiums mit Sauerstoff ist so beständig, daß sich das Oxyd durch glühende Kohle nicht reduzieren läßt, die Reduktion gelingt aber, wenn ein elektrischer Strom durch eine Auflösung von Tonerde in geschmolzenem Kryolith geleitet wird. Hierzu sind sehr starke elektrische Ströme erforderlich, die nur dort mit Vorteil erzeugt werden können, wo sehr große Wasserkräfte zur Verfügung stehen, wie am Rheinfall und Niagarafall. Die Zerlegung wird in Gefäßen aus dichter Kohle vorgenommen, die gleichzeitig als Kathode dient, während die Anode aus Kohlestäben besteht, die in die Reaktionsmasse eintauchen, die durch den elektrischen Strom zum Schmelzen gebracht wird. Der Kryolith dient hierbei lediglich als Flußmittel, eine chemische Zerlegung erfährt nur die Tonerde. An der Kathode scheidet sich das Aluminium in geschmolzenem Zustande ab, an der Anode gelangt der Sauerstoff zur Ausscheidung, der sie zu Kohlenoxyd verbrennt. In dem Maße als sich das Aluminium ausscheidet, das man von Zeit zu Zeit abfließen läßt, wird dem Bade neue Tonerde zugegeben, so daß ein ununterbrochener Betrieb stattfindet.

Das Aluminium ist ein weißes, glänzendes, dehnbares Metall, das sich wie Gold und Silber zu sehr dünnen Blättchen auswalzen läßt. Sein spezifisches Gewicht beträgt 2,7, es schmilzt bei 657° , ist leicht oxydierbar und überzieht sich daher an der Luft bald mit einer Oxydschicht, die so dünn ist, daß sie den Metallglanz nicht beeinträchtigt, das Metall aber vor weiteren Angriffen schützt. Aus diesem Grunde sind Aluminiumgefäße gegen atmosphärische Einflüsse sehr widerstandsfähig. In sehr feiner Verteilung, als Aluminiumblatt oder Aluminiumpulver, verbrennt es hingegen, in eine Flamme gebracht, mit glänzendem Licht zu Aluminiumoxyd. Salpetersäure greift das Metall in der Kälte nicht an, die andern Mineralsäuren lösen es allmählich unter Wasserstoffentwicklung, ebenso Alkalien unter Bildung von Aluminaten:



Organische Säuren, wie Essigsäure und Zitronensäure, wirken erst bei höherer Temperatur auf Aluminium ein, hingegen wird es von zahlreichen Salzlösungen, wie von kohlensauren und salzsauren Alkalien, ganz besonders aber von der Lösung seines eigenen Chlorids stark angegriffen. Diese Löslichkeitsverhältnisse schränken die Brauchbarkeit der Aluminiumgeräte sehr ein. Auch zur Aufbewahrung alkoholischer Getränke soll es sich nicht eignen. Für viele Verwendungsarten besitzt es durch seine Leichtigkeit einen Vorteil vor andern Metallen. Seine Hauptverwendung findet es heute in der Eisen- und Stahlindustrie, da ein sehr geringer Zusatz von Aluminium den Schmelzpunkt des Eisens herabsetzt und es dünnflüssig macht, wodurch Blasen-

bildung verhindert wird. Eine beträchtliche Menge findet auch zur Reduktion anderer Metalle aus ihren Oxyden nach dem GOLDSCHMIDT'schen Verfahren Verwendung, das darauf beruht, daß das Aluminium infolge seiner besonders großen Affinität zum Sauerstoff, mit dem es sich unter sehr starker Wärmeentwicklung verbindet, anderen Metall-oxyden den Sauerstoff entzieht. Auf diesem Wege kann man die Oxyde aller Schwermetalle reduzieren, wenn sie mit gepulvertem Aluminium gemischt werden und die Erhitzung an einer Stelle eingeleitet wird. Die sehr heftige Reaktion schreitet dann durch die ganze Masse fort, wobei sich das reduzierte Metall in geschmolzenem Zustande auf dem Boden des Gefäßes sammelt. Zur Einleitung der Reaktion, die in einem feuerfesten Tiegel vorgenommen wird, dient eine Zündkirsche, eine Kugel aus Magnesiumpulver und Bariumperoxyd. Ein Gemisch von Aluminium mit Eisenoxyd findet unter dem Namen Thermit Verwendung zum Verschweißen von Metallstücken, die man mit der Thermitmasse umgibt, worauf man die Reaktion einleitet, deren hohe Temperatur die Metalle zusammenschmilzt. Es findet hierbei Oxydation des Aluminiums und Reduktion des Eisenoxyds statt: $2\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$. Die bei dem Thermitverfahren entstehende Temperatur soll 3000° erreichen.

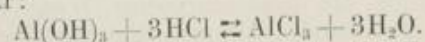
Auch zur Herstellung mancher Legierungen findet das Aluminium Verwendung, so zur Aluminiumbronze, die aus Kupfer mit 5–10% Aluminium besteht. Eine Legierung aus Aluminium und Magnesium, die noch leichter ist als das reine Aluminium, und sich besser mechanisch bearbeiten läßt, ist das Magnalium.

Der passive Zustand, den das Aluminium unter gewöhnlichen Umständen zeigt, verschwindet, wenn es oberflächlich amalgamiert wird, was durch Einwirkung einer verdünnten Sublimatlösung geschieht. Dann wird der schützende Oxydüberzug zerrissen und dieses aktivierte Aluminium zersetzt nun das Wasser unter lebhafter Wasserstoffentwicklung. Aluminiumspähne, die in dieser Weise behandelt sind, werden als Reduktionsmittel benutzt.

Verbindungen des Aluminiums.

Das Aluminium tritt in allen seinen Verbindungen dreiwertig auf, es bildet mithin das Kation Al^{+++} . Das Hydroxyd, $\text{Al}(\text{OH})_3$, besitzt nur einen sehr schwach basischen Charakter, so daß die Salze mit starken Säuren infolge hydrolytischer Spaltung sauer reagieren und die mit schwachen Säuren beim Kochen basische Salze abscheiden. Viele Verbindungen des Aluminiums sind mit denen des dreiwertigen Eisens und Chroms isomorph. Physiologisch wirken die löslichen Aluminiumverbindungen eiweißfällend und daher ätzend, in größeren Mengen in den Magen eingeführt, bewirken sie Übelkeit und Diarrhöen, aber keine schweren Vergiftungen.

Aluminiumchlorid, AlCl_3 , entsteht in wässriger Lösung beim Auflösen von Aluminiumhydroxyd in Salzsäure, doch läßt es sich aus der Lösung nicht in wasserfreiem Zustande gewinnen, da beim Eindampfen weitgehende Hydrolyse eintritt und Salzsäure entweicht. Der Vorgang, der sich bei der Auflösung des Hydroxyds vollzieht, ist also umkehrbar:



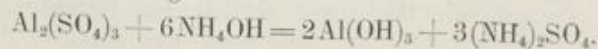
Das wasserfreie Aluminiumchlorid gewinnt man durch Erhitzen von

Aluminiumspähnen in einem schwer schmelzbaren Glasrohr im Chlorwasserstoffstrom, wobei das Chlorid als eine weiße Kristallmasse in die Volage sublimiert: $2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$. Die Verbindung ist sehr hygroskopisch und reagiert mit Wasser unter bedeutender Wärmeentwicklung. Da sie sich auch mit dem Wassergehalt der Luft umsetzt, so raucht sie an der Luft unter Abgabe von Chlorwasserstoffdämpfen. Beim Erhitzen sublimiert das Aluminiumchlorid ohne zu schmelzen bei 183° , sein Schmelzpunkt liegt bei 193° , also höher als der Siedepunkt, es kann daher nur in geschlossenen Gefäßen unter Überdruck zum Schmelzen gebracht werden. In vielen organischen Lösungsmitteln ist es leicht löslich und findet wegen seiner Eigenschaft, viele Reaktionen der organischen Chemie katalytisch zu befördern, ausgedehnte Verwendung. Das käufliche Aluminiumchlorid ist in der Regel durch einen Eisengehalt gelb gefärbt. Mit den Alkalichloriden verbindet es sich zu gut kristallisierenden Doppelsalzen, wie Natriumaluminiumchlorid, Na_3AlCl_4 . Das analog zusammengesetzte Fluorid, Na_3AlF_6 , stellt den durch sein massenhaftes Vorkommen in Grönland und Island wichtigen Kryolith dar, der als das Kaliumsalz einer komplexen Säure, der Aluminiumfluorwasserstoffsäure, H_3AlF_6 , zu betrachten ist.

Aluminiumoxyd, Al_2O_3 , oder Tonerde, kommt in der Natur in kristallisiertem Zustande als Korund vor. Ist der Korund durch Chromsalze rot gefärbt, so heißt er Rubin, der durch Kobaltsalze blau gefärbte Saphir. Eine kristallinische dunkle Tonerde stellt der Schmirgel dar, der sich durch große Härte auszeichnet, worin er dem Diamanten nahesteht, und daher als Schleif- und Poliermittel für Glas und Metalle Verwendung findet. Seine Hauptfundstätte ist die Insel Naxos. In amorphem Zustande erhält man die Tonerde durch Glühen des Aluminiumhydroxyds als ein weißes Pulver: $2\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$, ferner bildet sie sich durch Verbrennung des Aluminiums bei der Reduktion von Metalloxyden nach dem GOLDSCHMIDT'schen Verfahren (S. 379). Die hohe Temperatur, mit der dieser Prozeß verbunden ist, kann man zur künstlichen Darstellung des Korunds benutzen, da die Tonerde hierbei schmilzt und beim Erkalten kristallisiert. Durch Zufügung sehr geringer Mengen Kaliumbichromat oder Chromoxyd entstehen Rubin und Saphir.

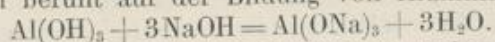
Das amorphe Aluminiumoxyd stellt ein weißes, in Wasser unlösliches Pulver dar, das erst bei sehr hoher Temperatur schmilzt und nicht flüchtig ist. Von Säuren wird es um so schwerer angegriffen, je stärker es geglüht worden ist, nach starkem Glühen ist es, ebenso wie die natürlich vorkommenden Arten, in Säuren unlöslich, hingegen kann es durch Zusammenschmelzen mit ätzenden Alkalien oder mit Kaliumbisulfat in lösliche Verbindungen übergeführt (aufgeschlossen) werden.

Aluminiumhydroxyd, $\text{Al}(\text{OH})_3$, wird durch Fällung eines Aluminiumsalzes durch Ammoniak als ein voluminöser, weißer, durchscheinender Niederschlag erhalten:



In der Natur kommt ein wasserärmeres Hydroxyd, der Bauxit, $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, vor. Das durch Fällung erhaltene Hydroxyd verwandelt sich beim Trocknen in ein weißes Pulver, das beim Glühen in Alu-

miniumoxyd übergeht. In Wasser ist das Hydroxyd fast unlöslich, hingegen löst es sich leicht in Säuren und in Alkalien. Die Löslichkeit in Alkalien beruht auf der Bildung von Aluminaten:

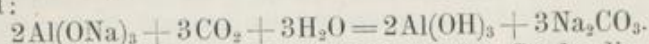


Das Aluminiumhydroxyd erteilt dem Wasser weder saure noch alkalische Reaktion, aber seine Löslichkeit in Säuren und Alkalien beweist, daß es sowohl als Base, als auch als Säure zu reagieren vermag. Solche Stoffe nennt man amphotere Elektrolyte (amphóteros, beide). Bei ihnen ist sowohl die basische, wie die saure Natur nur sehr schwach ausgeprägt, denn die Eigenschaft als Säure verlangt die Gegenwart von Wasserstoffjonen, die Eigenschaft als Base die von Hydroxyljonen, beide können aber nebeneinander nur in dem Maße vorhanden sein, wie es die sehr geringe elektrolytische Dissoziation des Wassers gestattet (S. 199). Während die Lösungen des Aluminiums in Säuren das dreiwertige Kation Al^{+++} enthalten, ist in den alkalischen Lösungen das Anion $(\text{AlO}_3)^{---}$ vorhanden, entsprechend der Dissoziation des Natriumaluminats: $\text{Al(ONa)}_3 = (\text{AlO}_3)^{---} + 3\text{Na}^+$. Da indessen das Natriumaluminat als Salz einer sehr schwachen Säure weitgehend hydrolytisch gespalten ist, so enthält die Lösung auch die Ionen $(\text{AlO}_3\text{H})^-$ und $(\text{AlO}_3\text{H}_2)^-$. Ein in der Natur vorkommendes Aluminat ist der Spinell, MgAl_2O_4 , der sich von dem wasserärmeren Hydrat $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ableitet.

Zur technischen Gewinnung des Aluminiumhydroxyds, das in beträchtlichen Mengen zur Darstellung des Aluminiumoxyds dient, aus dem das Metall selbst gewonnen wird, verwendet man den Bauxit und den Kryolith. Der Bauxit wird mit Soda geschmolzen, wobei sich Natriumaluminat bildet, der Kryolith wird durch Glühen mit Ätzkalk ebenfalls in Natriumaluminat übergeführt:



aus dessen Lösung das Aluminiumhydroxyd durch Kohlendioxyd gefällt wird:



Das Aluminiumhydroxyd besitzt in hohem Grade die Fähigkeit, Farbstoffe aus wässriger Lösung durch mechanische Adsorption auf sich niederzuschlagen (S. 232), und damit beständige Farblacke zu bilden, die der Faser fest anhaften, es dient daher in der Färberei als Beizmittel (S. 217) und zur Entfärbung und Klärung von Flüssigkeiten, z. B. von Rübensaft.

Unter dem Namen Alumina hydrata oder Argilla pura kommt das gefällte Tonerdehydrat in der Medizin als austrocknendes Streupulver zur Anwendung.

Darstellung. 10 T. Alaun werden in 100 T. heißem Wasser gelöst und die filtrierte Lösung wird in eine Mischung von 11 T. Ammoniaklösung (spezifisches Gewicht 0,96) mit 100 T. Wasser eingetragen. Die alkalische Reaktion der Flüssigkeit darf hierbei nicht verschwinden. Der Niederschlag wird gründlich ausgewaschen, bei 100° getrocknet und zerrieben.

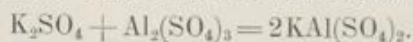
Prüfung. Alumina hydrata ist ein weißes, geschmack- und geruchloses Pulver, das an Wasser nichts abgeben darf und sich sowohl in Salzsäure, als in Natronlauge klar löst. Es sei frei von fremden Metallen, von Karbonaten, Chloriden und Sulfaten.

Aluminiumsulfid, Al_2S_3 , kann nur durch direkte Vereinigung der beiden Elemente bei hoher Temperatur dargestellt werden. Durch Wasser wird es in Aluminiumhydroxyd und Schwefelwasserstoff zerlegt, infolgedessen wird aus den Aluminiumsalzlösungen durch Schwefelwasserstoff oder Schwefelammonium kein Aluminiumsulfid gefällt.

Aluminiumsulfat, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$, Aluminium sulfuricum, schwefelsaures Aluminium, wird durch Auflösen des Hydroxyds in Schwefelsäure oder durch Aufschließen von Ton durch heiße Schwefelsäure gewonnen. Es kristallisiert in weißen, glänzenden Blättchen mit 18 Molekeln Kristallwasser, ist in Wasser sehr leicht löslich und schmeckt erst süßlich, dann zusammenziehend. Die Lösung besitzt infolge von Hydrolyse saure Reaktion. Wegen seiner großen Löslichkeit kann das Aluminiumsulfat nicht von andern, ebenfalls leicht löslichen Salzen, die im Rohprodukt enthalten sind, namentlich von Eisensalzen, durch Umkristallisieren getrennt werden, man kann es aber leicht rein erhalten, wenn man es aus der wässrigen Lösung durch Alkohol fällt, wobei sich zunächst eine ölige Flüssigkeit ausscheidet, die in glänzenden Schuppen erstarrt. Beim Erhitzen verliert das Salz zunächst unter starkem Aufblähen sein Kristallwasser, dann auch Schwefeltrioxyd und schließlich hinterbleibt Aluminiumoxyd. Das Aluminiumsulfat dient in der Papierfabrikation zum „Leimen“ des Papiers, das dazu dient, dem Papier die Eigenschaft des Fließens zu nehmen, so daß es als Schreibpapier verwendbar wird. Zu diesem Zweck wird Kolophonium in Natronlauge gelöst, wodurch Harzseife entsteht. Diese wird mit der Papiermasse gemischt und mit Aluminiumsulfat versetzt, wodurch harzsaures Aluminium gefällt wird, das die Fasern des Papiers verkittet und es für Feuchtigkeit undurchlässig macht. Auch als Beize in der Färberei wird es angewandt. In der Medizin dient es zu demselben Zweck wie der Alaun, besonders aber zur Darstellung des Liquor Aluminii acetici.

Prüfung. Man prüft auf fremde Metalle, namentlich auf Eisen und Arsen, und auf freie Schwefelsäure. Diese kann, da die Lösung an und für sich sauer reagiert, nicht durch die Reaktion auf Lakmuspapier erkannt werden, man benutzt daher die Zersetzung des Natriumthiosulfats durch Säure, die unter Abscheidung von Schwefel erfolgt. Eine 10prozentige Lösung des Aluminiumsulfats darf sich durch Zusatz eines gleichen Volumens $\frac{1}{10}$ Normal-Natriumthiosulfatlösung höchstens opalisierend trüben. Die geringe Menge von Wasserstoffjonen, die durch die hydrolytische Spaltung des Aluminiumsulfats in die Lösung gelangt und die ihre saure Reaktion bedingt, verursacht erst nach einigen Minuten eine schwache Trübung. Man kann auch Hämatoxylin, den als Indikator dienenden Farbstoff des Campecheholzes, zur Prüfung auf freie Säure benutzen. Ein Tropfen Hämatoxylinlösung muß die Aluminiumsulfatlösung violettrot färben, bei Gegenwart freier Schwefelsäure tritt wenigstens innerhalb fünf Minuten gelbrote Färbung ein.

Alaune. Mischt man konzentrierte Lösungen von Aluminiumsulfat und Kaliumsulfat, so kristallisiert ein Salz der Zusammensetzung $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ aus, das durch Zusammentritt einer gleichen Anzahl von Aluminium- und Kaliumsulfatmolekeln entstanden ist:



Dieses Salz, das den Namen Kalialaun führt, ist das bekannteste Beispiel der Alaune, worunter man eine Reihe isomorpher, in regulären Oktaedern kristallisierender Doppelsulfate von gleichem Kristallwassergehalt versteht. Man kann die andern Alaune vom Kalialaun durch Ersatz des Kaliums durch andere Alkalimetalle oder durch Ammonium, NH_4 , ableiten, so kennt man Natriumalaun, $\text{NaAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, Ammoniumalaun, $(\text{NH}_4)\text{Al}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ usw. Auch die durch Ersatz des Aluminiums durch andere dreiwertige Elemente, wie Chrom oder Eisen, entstehenden Verbindungen gehören zu den Alaunen, z. B. $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, Chromalaun, $(\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, Ammonium-

eisenalaun. Die allgemeine Formel der Alaune ist demnach $M^I M^{III} (SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, wo M^I ein einwertiges Alkalimetall oder Ammonium und M^{III} ein dreiwertiges Metall bedeutet. Die Alaune sind keine komplexen Salze, sondern wahre Doppelsalze, denn ihre Lösungen zeigen die Ionenreaktionen ihrer Komponenten. So läßt sich im Kalialaun sowohl das Kalium, als das Aluminium, als die Sulfatgruppe durch die üblichen Reaktionen nachweisen (vgl. S. 244 und 362).

Kalialaun, $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, Alumen, meistens einfach Alaun genannt, ist der wichtigste der Alaune, von seinem Namen Alumen wurde der des Aluminiums abgeleitet. Er war schon im Altertume bekannt und ist infolge seiner verhältnismäßig geringen Löslichkeit in kaltem Wasser und seiner großen Kristallisationsfähigkeit das am leichtesten rein herzustellende Aluminiumsalz. Im großen wird er aus dem natürlich vorkommenden Alaunstein, einem basischen Doppelsalz: $KAl(SO_4)_2 \cdot 2Al(OH)_3$ gewonnen, der durch Einwirkung schwefelsäurehaltiger vulkanischer Dämpfe auf Ton entstanden ist und sich hauptsächlich in Italien findet. Der Alaunstein wird geröstet und mit Wasser ausgezogen, wobei Tonerde als unlöslicher Rückstand hinterbleibt. Die Hauptmenge des Alauns wird indessen heute aus Aluminiumsulfat und Kaliumsulfat dargestellt.

Der Kalialaun bildet harte, farblose, oktaedrische Kristalle von herbem Geschmack, die in 10 T. kaltem und in 0,28 T. siedendem Wasser löslich sind, in Alkohol sind sie unlöslich. Beim Erwärmen schmilzt der Alaun in seinem Kristallwasser, bei höherer Temperatur verliert er Wasser und geht in gebrannten Alaun über. Der zur medizinischen Verwendung bestimmte gebrannte Alaun, Alumen ustum, darf nur bei einer 200° nicht übersteigenden Temperatur getrocknet werden, dann hinterbleibt die wasserfreie Verbindung $KAl(SO_4)_2$, beim wirklichen Brennen entweicht auch Schwefeltrioxyd und es entsteht in Wasser unlösliches basisches Salz.

Seine Hauptverwendung findet der Alaun in der Färberei als Beize, wobei seine Wirkung darauf beruht, daß seine Lösung infolge hydrolytischer Spaltung stets kolloid gelöstes Aluminiumhydroxyd enthält, das sich auf der Faser niederschlägt und sich mit Farbstoffen verbindet (S. 381). Auch in der Gerberei und zum Leimen des Papiers dient der Alaun, wird aber, seitdem man das Aluminiumsulfat auf billigem Wege rein herstellen kann, mehr und mehr durch dieses verdrängt. Medizinisch wird der Alaun bei verschiedenen katarrhischen Zuständen der Schleimhäute angewandt, hauptsächlich zu Gurgelwässern, ferner sehr fein gepulvert (als Alumen ustum) zur Einblasung bei Kehlkopfkatarrh und als Streupulver bei Blutungen. Er wirkt desinfizierend und eiweißfällend.

Prüfung. Man prüft auf fremde Metalle, namentlich Eisen- und Calcium, und auf Ammoniak.

Aluminiumsilikate kommen in Doppelverbindungen, namentlich als Feldspate, in der Natur sehr häufig vor. Durch ihre Verwitterung entsteht das Aluminiumsilikat, das sich in verschiedenen Reinheitsgraden als Mergel, Lehm, Töpferton, im reinsten Zustande als Kaolin oder Porzellanton findet. Die Zusammensetzung des Kaolins entspricht der Formel $Al_2Si_2O_7 \cdot 2H_2O$. Eine reine, durch Ausziehen mit Salzsäure von Kalk und durch Schlämmen von Sand befreite kieselsaure Tonerde ist Bolus alba (bólos, Erdklumpen).

Die hervorragende Bildsamkeit oder Plastizität, die der Ton in feuchtem Zustande besitzt, führte schon vor Jahrtausenden zu seiner Verwendung zur Darstellung von Gefäßen, die durch Brennen fest und widerstandsfähig gegen Wasser und Feuer wurden. Durch das Brennen kommt das Aluminiumsilikat nicht zum Schmelzen, sondern nur einzelne leichter schmelzbare Bestandteile des Tons, die entweder von vornherein in ihm enthalten sind, oder ihm, wie bei der Bereitung des Porzellans, zugemischt werden, schmelzen und verkitten die ganze Masse. Sie bleibt daher im Gegensatz zum Glase, bei dem sämtliche Bestandteile zu einer gleichmäßig homogenen Masse verschmolzen sind, undurchsichtig. Der unreine, stark kalk- und eisenhaltige Ton findet zur Darstellung der Mauerziegel Verwendung. Die aus Lehm geformten Ziegel werden längere Zeit in Sonne und Wind oder in besonderen Trockenräumen getrocknet und dann gebrannt. Die Brenntemperatur beträgt etwa 1000°. Die gebrannten Steine besitzen eine poröse Beschaffenheit, die sie befähigt, den Kalkmörtel, durch den sie beim Bauen verbunden werden, aufzusaugen. Ihre rote Farbe rührt von dem Gehalt des Tons an Eisenoxyd her. Aus demselben Material werden die ganz rohen Tonwaren gefertigt. Will man sie für Wasser undurchlässig machen, so werden sie mit einer Glasur versehen, indem man ein Gemisch von Bleiglanz und Lehm auf die gebrannten Stücke aufträgt und nochmals erhitzt, wobei die äußerste bleihaltige Schicht zum Schmelzen kommt und einen gleichmäßig glatten Überzug bildet. Auch Steingut oder Fayence (von Faenza in Italien) und Majolika gehören in unglasiertem Zustande zu den porösen Tonwaren, ihre Rohmaterialien sind Tone mit feingemahlenem Quarz. Im Gegensatz zu diesen Tonwaren wird das **Porzellan** beim Brennen einer so hohen Temperatur ausgesetzt, daß es durch die ganze Masse verglast, die hierdurch ihre Porösität verliert. Das Ausgangsmaterial für die Herstellung des Porzellans bildet ein Gemisch von Kaolin und Feldspat, der als Flußmittel dient. Die geformte Masse, die beim Glühen eine beträchtliche Verringerung ihres Volumens erfährt (Schwindung), ist nach dem ersten Brennen noch porös, sie wird nunmehr mit der Glasur versehen, die einen viel niedrigeren Schmelzpunkt besitzt als die eigentliche Porzellanmasse. Die Glasurmasse besteht aus einem Gemisch von Quarz, Kaolin, Gips und Kalk, das auf das einmal gebrannte Porzellan aufgetragen wird, das nun nochmals bei einer Temperatur von 1400—1500° gebrannt wird. Hierbei kommen die leichter schmelzbaren Bestandteile, wie Quarz, zum Schmelzen, wodurch das Porzellan seine durchscheinende Beschaffenheit gewinnt, da sich zwischen der undurchsichtigen Masse der Aluminiumsilikate in feinsten Verteilung die glasartige, durchsichtige Masse des Feldspats befindet. Zum Färben des Porzellans dienen Metallfarben, die vor der Glasur aufgetragen oder auf die fertigen Stücke gebracht und durch nochmaliges Erhitzen eingebrannt werden. Zur Blaufärbung dient Kobalt-oxyd, zur Grünfärbung Chrom- und Kupferoxyd, zur Gelbfärbung Uran-oxyd und Bleichromat, violette Töne erzielt man durch CASSIUS'schen Goldpurpur. Auch das Steinzeug gehört zu den dichten, nicht porösen Tonwaren, doch ist seine Brenntemperatur niedriger als die des Porzellans, da es mit einer größeren Menge Feldspat als Flußmittel versetzt wird. Das Glasieren des Steinzeugs wird durch Kochsalz bewirkt, das in den Brennraum gebracht wird und dort ver-

dampft. Der gleichzeitig anwesende Wasserdampf führt hydrolytische Dissoziation des Kochsalzes in Chlorwasserstoff und Natriumhydroxyd herbei, das sich mit der Kieselsäure des Steinzeugs zu Natriumsilikat vereinigt, das die Glasur bildet.

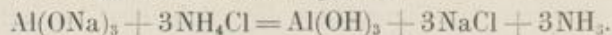
Von großer technischer Wichtigkeit ist auch der Zement oder hydraulische Mörtel, dessen charakteristische Eigenschaft seine Widerstandsfähigkeit gegen Wasser ist, und der daher zu Wasserbauten Verwendung findet. Er erhärtet viel schneller als der Luftmörtel (S. 319). Seine Bestandteile sind gebrannter Kalk, Tonerde und Kieselsäure. Der wichtigste Zement ist der Portlandzement, der durch Brennen von Calciumkarbonat mit Ton dargestellt und zu einem feinen Pulver zermahlen wird. Mit Wasser angerührt, erhitzt er sich nur wenig, erhärtet aber sehr schnell, auch unter Wasser. Der Zement enthält etwa 60% Calciumoxyd, 6% Aluminiumoxyd (Tonerde) und 20% Kieselsäureanhydrid. Gemische von Calciumkarbonat und Aluminiumsilikat kommen auch in den Mergeln fertig gebildet vor und dienen zur Darstellung des Romanzements. Die chemischen Vorgänge beim Erhärten des Zements sind nicht näher bekannt, es findet hierbei vermutlich die Bildung wasserhaltiger Calcium- und Aluminiumsilikate statt. Eine Mischung von Portlandzement mit geschlagenen Steinen (Schotter) dient unter dem Namen Beton als Baumaterial.

Ultramarin ist schwefelhaltiges Aluminium-Natriumsilikat von unbekannter Zusammensetzung. Man gewinnt das blaue Ultramarin durch Erhitzen von Ton, Natriumsulfat, Schwefel und Kohle. Die Kohle dient dazu, das Natriumsulfat zu Sulfid zu reduzieren und verbrennt bei dem Prozeß. Durch Salzsäure wird das Ultramarin unter Entwicklung von Schwefelwasserstoff zerlegt. Wegen seiner lebhaften Farbe und seiner Unempfindlichkeit gegen das Licht findet es vielseitige Verwendung zum Färben von Tonwaren und Tapeten, zum Zeugdruck und als Malerfarbe, ferner zum Verdecken des gelben Farbentons als Zusatz zum Zucker und als Waschblau. Dieselbe Zusammensetzung und Farbe wie das künstlich dargestellte blaue Ultramarin besitzt der natürlich vorkommende Lasurstein. Grünes Ultramarin entsteht beim Erhitzen von Kaolin, Natriumsulfat und Kohle ohne Zusatz von Schwefel.

Analytisches. Die Aluminiumverbindungen geben, mit Soda auf Kohle geglüht, unschmelzbares, weißes Oxyd, Al_2O_3 , das in der Glühhitze stark leuchtet und nach dem Befeuchten mit einem Tropfen Kobaltnitratlösung und nochmaligem Glühen eine blaue Masse bildet (THÉNARD'sches Blau). Die Reaktion läßt sich auch so ausführen, daß man Fließpapier mit der Lösung des Aluminiumsalzes und mit Kobaltnitratlösung benetzt, trocknet und verbrennt, wobei eine blaue Asche zurückbleibt. Die Flamme wird durch Aluminiumsalze nicht gefärbt.

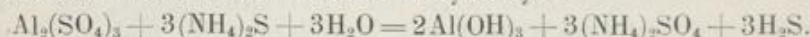
Aus der Lösung der Aluminiumsalze fällt Natronlauge gallertartiges Aluminiumhydroxyd, das sich im Überschuß der Lauge zu Natriumaluminat, $Al(ONa)_3$, löst. Ammoniak fällt ebenfalls Aluminiumhydroxyd, das sich im Überschuß des Ammoniaks nicht löst. Der Unterschied im Verhalten der Natronlauge und des Ammoniaks rührt daher, daß das Ammoniumhydroxyd eine zu schwache Base ist, um mit einer so außerordentlich schwachen Säure, wie Aluminiumhydroxyd, ein Salz bilden zu können (vgl. S. 381). Aus diesem Grunde

wird auch das Aluminiumhydroxyd aus der Lösung in Natronlauge durch ein Ammoniumsalz wieder gefällt:

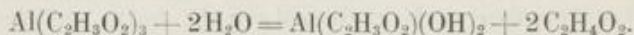


Eine Anzahl organischer hydroxylhaltiger Verbindungen, wie Weinsäure, Glyzerin, Zucker, hindern die Fällung der Aluminiumsalze durch Ammoniak, da sie mit Aluminiumhydroxyd lösliche komplexe Verbindungen bilden.

Durch Schwefelwasserstoff werden Aluminiumsalze nicht gefällt, Schwefelammonium fällt Aluminiumhydroxyd:



Aluminiumazetat wird durch Wasser weitgehend hydrolysiert, aus einer Aluminiumsalzlösung fällt daher nach Zusatz von Natriumazetat beim Kochen basisches Aluminiumazetat unter Abspaltung von Essigsäure:



Zur quantitativen Bestimmung wird das Aluminium durch Ammoniak als Hydroxyd gefällt, das durch Glühen in Oxyd übergeführt wird.

Gallium, Indium, Thallium.

Diese drei Elemente bilden eine Untergruppe der dritten Reihe des periodischen Systems.

Gallium, Ga (Atomgewicht 69,9), findet sich in sehr geringer Menge in manchen Zinkerzen und Bauxiten. Es wurde mit Hilfe der Spektralanalyse 1875 in der Zinkblende entdeckt, nachdem Mendelejeff schon früher auf Grund des periodischen Systems die Existenz eines Elements mit ähnlichen Eigenschaften vorausgesagt hatte, das er Ekaaluminium genannt hatte (S. 267). Das Gallium tritt meistens dreiwertig auf, in einigen unbeständigen Verbindungen ist es zweiwertig. Es ist ein glänzendes, weißes Metall vom spezifischem Gewicht 6 und auffallend niedrigem Schmelzpunkt, der bei 30° liegt. Die Eigenschaften der Verbindungen des dreiwertigen Galliums sind denen der Aluminiumsalze sehr ähnlich, es vermag auch, das Aluminium in den Alaunen zu vertreten.

Indium, In (Atomgewicht 114,8), findet sich ebenfalls in einigen Zinkblenden und wurde, wie das Gallium, auf spektralanalytischem Wege entdeckt (1863). Man hielt das Indium anfangs für zweiwertig, aber mit Hilfe des periodischen Systems stellte MENDELEJEFF fest, daß es der Reihe des Aluminiums angehört und demnach dreiwertig ist. Sein Name stammt von den besonders deutlichen indigoblauen Linien seines Spektrums. Es ist ein weißes, sehr weiches Metall, so daß es sich mit dem Messer leicht schneiden läßt, sein Schmelzpunkt liegt bei 155°, das spezifische Gewicht beträgt 7,2. Die Zusammensetzung seiner Verbindungen gleicht der der Aluminiumsalze, doch bildet es auch einige unbeständige Verbindungen, in denen es zweiwertig auftritt. Im Gegensatz zum Aluminium bildet es ein beständiges Sulfid In_2S_3 .

Thallium, Tl (Atomgewicht 204), ist in der Natur sehr verbreitet, findet sich aber stets nur in sehr geringer Menge und zwar vorzugsweise als Begleiter der Schwermetalle in Kiesen und Blenden. Aus dem Eisenkies, der zur Schwefelsäurearstellung abgeröstet wird, gelangt das Thallium vermöge der Flüchtigkeit seiner Verbindungen in den Bleikammerschlamm, aus dem es beim Auskochen mit Wasser als Thallosulfat, Tl_2SO_4 , in Lösung geht. Aus der Lösung des Sulfats wird das Metall durch Zink oder durch Elektrolyse abgeschieden. Im Bleikammerschlamm wurde es auch 1861 auf spektralanalytischem Wege entdeckt. Sein Name (von thallos grüner Zweig) rührt von der grünen Linie seines Spektrums, auch der Flamme erteilen die Thalliumverbindungen eine grüne Farbe.

Das Thallium zeigt, je nach der Verbindungsform, in der es vorliegt, Beziehungen zu den verschiedensten andern Metallen. In elementarem Zustande ist es weich, schneid- und hämmerbar und besitzt große Ähnlichkeit mit dem Blei. Die frische Schnittfläche ist glänzend, läuft aber an der Luft sofort an und wird grau. Sein spezifisches Gewicht beträgt 11,8, der Schmelzpunkt liegt bei 290°, bei Weiß-

glut ist es destillierbar. Das Thallium tritt einwertig und dreiwertig auf, bildet also die Verbindungen $TlCl$, Thallochlorid, und $TlCl_3$, Thallchlorid, Tl_2O , Thalloxyd, Tl_2O_3 , Thallioxyd. Die Verbindungen des einwertigen Thalliums besitzen den Charakter der Alkaliverbindungen, so ist das Thallohydroxyd, $TlOH$, in Wasser leicht löslich und eine starke Base, viele Thalloverbindungen sind den entsprechenden Kaliumverbindungen isomorph und das Thallium vermag das Kalium im Alaun zu vertreten. Durch die schwerlöslichen Halogenverbindungen $TlCl$, $TlBr$, TlI hingegen nähert sich das Thallium dem Silber, Kupfer und Quecksilber. Aus neutralen Lösungen der Thallosalze fällt Schwefelwasserstoff, schwarzbraunes Thallosulfid, Tl_2S . Die Verbindungen des dreiwertigen Thalliums ähneln denen des Aluminiums. Die Thallosalze sind starke Gifte, sie wirken ähnlich den Quecksilberverbindungen.

Die Elemente der seltenen Erden.

Unter der Bezeichnung „seltene Erden“ werden die Oxyde einer Reihe von Metallen zusammengefaßt, die eine außerordentliche Ähnlichkeit ihres gesamten chemischen und physikalischen Verhaltens zeigen und nur gemeinsam in der Natur vorkommen. Ihrem chemischen Charakter nach nehmen sie eine Mittelstellung zwischen den stark basischen Oxyden der Calciumgruppe und dem schwach basischen Oxyd des Aluminiums ein. Die Verschiedenheit der Eigenschaften, die die Zugehörigkeit zu verschiedenen Gruppen des periodischen Systems sonst begleitet, treten bei diesen Elementen nicht mehr deutlich hervor, es handelt sich vielmehr um eine Reihe einander im Atomgewicht und in den Eigenschaften meistens sehr nahestehender Elemente, die sich über mehrere Reihen des periodischen Systems erstrecken. Ihre Namen und Atomgewichte sind die folgenden: Scandium (44,1), Yttrium (89), Lanthan (139), Cerium (140,25), Praseodym (140,6), Neodym (144,3), Samarium (150,4), Europium (152), Gadolinium (157,3), Terbium (159,2), Dysprosium (162,5), Erbium (167,4), Thulium (168,5), Ytterbium (172), Thor (232,42). Infolge der großen Ähnlichkeit ihrer Eigenschaften ist die Trennung der einzelnen Glieder voneinander sehr schwierig, und es ist andererseits möglich, daß sich einzelne von ihnen bei der Anwendung verfeinerter Methoden als Gemische erweisen, so daß die elementare Natur einiger Glieder der Reihe noch zweifelhaft ist. Bei ihrer Erforschung und Klassifizierung haben die Spektralanalyse und das periodische System große Dienste geleistet.

Eine große Förderung erfuhr das Studium der seltenen Erden, als seit dem Jahre 1884 durch die Erfindung AUER VON WELSBACH'S einige von ihnen zu den Beleuchtungskörpern des Gasglühlichts Verwendung fanden. Bis dahin hatte man sie nur aus den seltenen Mineralien Cerit und Gadolinit gewonnen, jetzt machte sich das Bedürfnis nach ergiebigeren Quellen dringend bemerkbar, und es gelang zur rechten Zeit durch die Entdeckung der gewaltigen Lager von Monazitsand an den Küsten Brasiliens und von Nord- und Süd-Carolina die von der Beleuchtungstechnik geforderten Mengen zu beschaffen. Die Mineralien werden durch Schwefelsäure aufgeschlossen und aus der Sulfatlösung werden die Metalle als Oxalate gefällt, die beim Glühen in Oxyde übergehen. Die einzelnen Glieder der Gruppe werden durch fraktionierte Kristallisation ihrer Salze getrennt. Die meisten Elemente der seltenen Erden sind ohne praktische Bedeutung. Die Entdeckung des Scandiums (1879) hat in der Geschichte des periodischen Systems eine Rolle gespielt, indem es sich mit dem auf Grund dieses Systems von MENDELEJEFF vorausgesagten „Ekabor“ als identisch erwies (S. 267).

Den Elementen der seltenen Erden der Aluminiumgruppe reihen sich einige andere an, die andern Reihen des periodischen Systems angehören und demnach auch andere Wertigkeit besitzen. Es sind dies Cer, Thor, Neodym und Praseodym. Sie kommen ebenfalls im Cerit und im Monazitsand vor und werden in derselben Weise daraus abgeschieden wie die seltenen Erden der Aluminiumgruppe. Das Cer, Ce, tritt drei- und vierwertig, das Thor, Th, nur vierwertig auf. Beide Elemente haben durch die Verwendung ihrer Oxyde als Glühstrümpfe für das Auerlicht eine große technische Bedeutung gewonnen. Zur Darstellung der Glühkörper werden die aus Baumwolle gefertigten Strümpfe mit einer Lösung von 99 T. Thornitrat und 1 T. Cernitrat getränkt. Beim Erhitzen verwandeln sich die Nitrate in Thoroxyd, ThO_2 , und Ceroxyd, CeO_2 , die in sehr fein verteilter, aber

noch zusammenhängender Form zurückbleiben und die ursprüngliche Form des Strumpfs beibehalten. Werden die Oxyde durch eine nicht leuchtende Flamme auf Weißglut erhitzt, so strahlen sie ein blendendes Licht aus, dessen Intensität wesentlich von dem Mengenverhältnis zwischen Thor- und Ceroxyd abhängig ist, reines Thoroxyd und reines Ceroxyd allein leuchten beim Erhitzen nur schwach.

Das Thor ist nächst dem Uran das Element mit dem höchsten Atomgewicht (232,42) und hat neuerdings die Aufmerksamkeit dadurch auf sich gelenkt, daß es zu den radioaktiven Elementen gehört (S. 335).

Die Gruppe des Chroms.

Dieser Gruppe gehören außer dem Chrom die selteneren Elemente Molybdän, Wolfram und Uran an. Sie sind in ihrer niedrigsten Wertigkeitsstufe zweiwertig, in der höchsten sechswertig, worin sie dem Schwefel gleichen, mit dem sie auch in derselben Reihe des periodischen Systems stehen. Ihre sauerstoffreichsten Oxyde, die nach dem Typus MO_3 (M=Metall) zusammengesetzt sind, sind Säureanhydride, von denen sich Säuren ableiten, die ebenfalls analog denen des Schwefels zusammengesetzt sind.

Chrom, Cr.

Atomgewicht 52,0.

Das wichtigste Chromerz ist der Chromeisenstein, $FeCr_2O_4$, der als eine Verbindung von Eisenoxydul mit Chromoxyd aufgefaßt werden kann ($FeO \cdot Cr_2O_3$). Seltener sind die Salze der Chromsäure oder Chromate, wie das Rotbleierz, $PbCrO_4$. Die Gewinnung des metallischen Chroms geschah früher durch Reduktion seines Oxyds durch Kohle oder seines Chlorids durch Magnesium, heute erhält man es in sehr reinem Zustande durch Reduktion des Oxyds durch Aluminium nach dem GOLDSCHMIDT'schen Verfahren (S. 379): $Cr_2O_3 + 2Al = 2Cr + Al_2O_3$. Es ist von großer Härte, weißgrau, glänzend, hat das spezifische Gewicht 6,7 und ist sehr schwer schmelzbar. Gegen Luft und Wasser ist es widerstandsfähig, Salzsäure und verdünnte Schwefelsäure lösen es auf, nicht aber Salpetersäure, die es in den sogenannten „passiven“ Zustand überführt. Das metallische Chrom findet zur Herstellung des Chromstahls Verwendung, einer Legierung aus Chrom und Stahl, die durch große Härte und Festigkeit ausgezeichnet ist.

In seinen Verbindungen tritt das Chrom zwei-, drei- und sechswertig auf, es bildet mithin die Oxyde CrO , Cr_2O_3 und CrO_3 . Die Verbindungen des zweiwertigen Chroms, Chromoverbindungen, sind unbeständig und gehen durch Oxydation sehr leicht in die des dreiwertigen, Chromverbindungen, über, im sechswertigen Zustande ist das Chrom säurebildend, die Salze der analog der Schwefelsäure zusammengesetzten, aber in freiem Zustande nicht bekannten Chromsäure, H_2CrO_4 , heißen Chromate. Das Chrom bildet demnach mehrere Arten von Ionen, nämlich die Kationen Cr^{2+} (Chromojonen) und Cr^{3+} (Chromijonen) und das Anion CrO_4^{2-} (Chromatjonen), zu denen noch das komplexe Dichromatjon $Cr_2O_7^{2-}$ tritt, das der Dichromsäure $H_2Cr_2O_7$