

Universitäts- und Landesbibliothek Tirol

Kurzes Lehrbuch der Chemie

Roscoe, Henry E.

Braunschweig, 1875

Die Metalle

DIE METALLE.

Die Classe der Metalle ist viel zahlreicher, als die der Nichtmetalle; von den ersteren kennen wir bis jetzt 49; von den letzteren nur 14. Viele der metallischen Elemente sind jedoch sehr seltene Körper, deren Eigenschaften, so wie die ihrer Verbindungen noch wenig untersucht sind. Mit Ausnahme von Quecksilber sind alle Metalle bei gewöhnlicher Temperatur feste Körper, welche einen eigenthümlichen Glanz, den man Metallglanz nennt, haben; sie leiten Wärme und Elektrizität besser als die Nichtmetalle und zeigen im Allgemeinen in ihren Eigenschaften viel mehr Uebereinstimmung unter sich als die letzteren; aber trotzdem gründet sich, wie schon oben bemerkt worden ist, der Unterschied zwischen den beiden Classen nur auf schwankende physikalische Eigenschaften.

Physikalische Eigenschaften der Metalle.

Die Metalle sind undurchsichtig; nur in äusserst dünnen Schichten lassen einige etwas Licht durch; so lässt sich Gold in so dünne Blättchen ausschlagen, dass dieselben gegen das Licht gehalten grün erscheinen. Der eigenthümliche

Glanz zeigt sich nur, wenn die Metalle aus zusammenhängenden Stücken bestehen, und am besten, wenn sie eine polirte Oberfläche besitzen; im feinvertheilten Zustande erscheinen die meisten als dunkle Pulver. Die Farbe der meisten Metalle ist ziemlich gleichartig und wechselt vom reinen Weiss des Silbers bis zum bläulichen Grau des Bleies; Kupfer ist roth, und Gold, Strontium und Calcium haben eine gelbe Farbe.

Specificisches Gewicht. Die folgende Tabelle, welche die specifischen Gewichte der wichtigsten Metalle enthält, zeigt, wie sehr dasselbe bei den verschiedenen Metallen wechselt:

Iridium	21,8	Eisen	7,8
Platin	21,5	Zinn	7,3
Gold	19,3	Zink	7,1
Quecksilber	13,596	Antimon	6,7
Thallium	11,9	Arsen	5,9
Palladium	11,8	Chrom	5,9
Blei	11,3	Aluminium	2,56
Silber	10,5	Strontium	2,54
Wismuth	9,8	Magnesium	1,75
Kupfer	8,9	Calcium	1,58
Nickel	8,8	Rubidium	1,52
Cadmium	8,6	Natrium	0,972
Kobalt	8,5	Kalium	0,865
Mangan	8,0	Lithium	0,593

Die Metalle, deren specifisches Gewicht unter 5 ist, werden leichte Metalle, die übrigen schwere genannt; die leichteren Metalle haben im Allgemeinen grössere Neigung sich zu oxidiren als die schwereren.

Schmelzbarkeit. Fast alle Metalle gehen beim Erhitzen in den flüssigen Zustand über; einige thun dies erst bei der höchsten Temperatur, welche künstlich erzeugt werden kann; Platin schmilzt nur im Knallgasgebläse; andere sind leicht schmelzbar. Die nachstehende Tabelle giebt die Schmelzpunkte verschiedener Metalle:

Quecksilber	— 40 ⁰	Silber	+1000 ⁰
Zinn	+235 ⁰	Kupfer	1090 ⁰
Wismuth	270 ⁰	Weisses Gusseisen	1050 ⁰
Cadmium	315 ⁰	Graues Gusseisen	1200 ⁰
Blei	334 ⁰	Stahl	1300 ⁰ bis 1400 ⁰
Zink	423 ⁰	Schmiedeeisen	1500 ⁰ „ 1600 ⁰
Antimon	425 ⁰		

Einige Metalle können durch Erhitzen leicht in Dampf verwandelt werden; Quecksilber kocht bei 350⁰; Kalium, Natrium, Magnesium und Zink destilliren bei Rothglühhitze; aber selbst die schwer schmelzbaren, wie Kupfer und Gold, sind nicht ganz feuerbeständig und verdampfen in kleinen Mengen, wenn sie im Schmelzofen sehr stark erhitzt werden. Die meisten Metalle sind hämmerbar und dehnbar; sie lassen sich zu dünnen Platten aushämmern und in feinen Draht ziehen; es beruht dies darauf, dass sie bei einer gewissen Weichheit eine grosse Zähigkeit besitzen; so lässt sich z. B. Gold, das hämmerbarste der Metalle, in dünne Blättchen ausstrecken, welche nur die Dicke von $\frac{1}{200000}$ Zoll haben; andere Metalle besitzen diese Eigenschaft in geringerem Grade, und Antimon und Wismuth, welche in ihren Eigenschaften dem Arsen nahe stehen, sind so spröde, dass man sie leicht zu einem feinen Pulver zerreiben kann. Die vielfache technische Verwendung der Metalle beruht hauptsächlich auf ihrer Zähigkeit und Härte.

Specifische Wärme und Atomwärme.

Wenn gleiche Gewichtsmengen verschiedener Körper um eine gleiche Anzahl von Graden erwärmt werden, so nehmen dieselben ungleiche Mengen von Wärme auf oder die Wärmecapacität verschiedener Substanzen ist verschieden. So ist, um eine bestimmte Gewichtsmenge Wasser auf eine gewisse Temperatur zu erhitzen, eine Menge von Wärme nöthig, welche 31 mal grösser ist als die, welche dieselbe Temperaturerhöhung in demselben Gewichte Platin hervorruft; oder mit derselben Wärmemenge kann man 31 Kilogramme Platin eben so hoch erhitzen als 1 Kilogramm Wasser. Die specifische Wärme des Platins ist daher $\frac{1}{31} = 0,032$, wenn man die des Wassers als Einheit annimmt.

Die specifische Wärme eines und desselben Körpers ist verschieden je nachdem derselbe fest, flüssig oder gasförmig ist.

Die specifischen Wärmen der Metalle im starren Zustande stehen in einer einzigen Beziehung zu deren Atomgewichten; berechnet man nämlich die specifischen Wärmen derselben, anstatt auf gleiche Gewichte, auf die Atomgewichte, so ergibt sich, dass die letzteren alle dieselbe Capacität für Wärme haben; alle Metalle besitzen dieselbe Atomwärme. Man erhält diese Atomwärme, wenn man die specifische Wärme mit dem Atomgewichte vervielfacht:

	Specifische Wärme	Atom- gewicht	Atom- wärme
Blei	0,031	× 207	= 6,41
Platin	0,032	× 197,5	= 6,32
Silber	0,059	× 108	= 6,37
Zink	0,095	× 65,2	= 6,39
Zinn	0,054	× 118	= 6,37

Man hat hiernach in der specifischen Wärme ein Mittel, das Atomgewicht der Metalle zu bestätigen oder dasselbe in zweifelhaften Fällen festzustellen. Das vor einigen Jahren entdeckte Metall Thallium hat in seinen physikalischen und theilweise in seinen chemischen Eigenschaften grosse Aehnlichkeit mit dem Blei; in anderen chemischen Beziehungen schliesst es sich enge an die Alkalimetalle, namentlich Kalium an. Wäre das Thallium einwerthig wie Kalium, so würde sein Atomgewicht 204 sein, das Doppelte aber betragen, wenn es wie das Blei zweiwerthig wäre. Die specifische Wärme des Thalliums ist nun 0,033; dividirt man damit in die Atomwärme 6,4, so erhält man 194, eine Zahl, welche 204 viel näher ist, als dem Doppelten derselben; das Atomgewicht dieses Metalls ist demnach 204. Ein anderes, neuerdings entdecktes, Metall, das Indium wurde, ehe seine specifische Wärme bestimmt war, für zweiwerthig gehalten, da es grosse Aehnlichkeit mit dem Zink hat. Indiumchlorid hätte hiernach die Formel InCl_2 und das Atomgewicht des Metalls wäre 75,6. Die specifische Wärme des Indiums ist aber 0,057, woraus sich das Atomgewicht $\frac{6.4}{0.057} = 113.7$

berechnet, eine Zahl, die fast genau ein Drittel grösser ist, als die ursprünglich angenommene. Hieraus folgt, dass Indium dreiwertig ist; sein Chlorid hat die Zusammensetzung InCl_3 und das Atomgewicht ist folglich 113.4. Die Abweichungen zwischen den aus der Analyse gefundenen Werthen und den aus

der specifischen Wärme berechneten beruhen darauf, dass die ganz genaue Bestimmung der specifischen Wärme mit vielen Schwierigkeiten verknüpft ist, und eine Abweichung in der dritten Decimalstelle das Atomgewicht um mehrere Procente ändert.

Dieselbe Atomwärme wie die Metalle haben auch die folgenden Nichtmetalle:

Stickstoff, Chlor, Brom, Jod, Selen, Tellur, Arsenik.

Stickstoff und Chlor sind im starren Zustande zwar nicht bekannt; ihre Atomwärme lässt sich aber aus den Molecularwärmern ihrer starren Verbindungen bestimmen, indem die Elemente im starren freien Zustande dieselbe Atomwärme besitzen, wie in ihren Verbindungen, und daher die Molecularwärme einer solchen gleich ist der Summe der darin enthaltenen Atomwärmern; wie folgende Beispiele zeigen:

	Specifische Wärme		Molecular- gewicht
Silberchlorid, Ag Cl	0,089	×	143,5 = 2 × 6,4
Sodiumchlorid, Na Cl	0,219	×	58,5 = 2 × 6,4
Kaliumbromid, KBr	0,107	×	119,1 = 2 × 6,4
Zinnchlorid, Sn Cl ₂	0,102	×	189 = 3 × 6,4
Quecksilberjodid, Hg J ₂ . . .	0,0423	×	454 = 3 × 6,4
Kaliumplatinchlorid, K ₂ PtCl ₆	0,118	×	488,6 = 9 × 6,4

Die übrigen einfachen Körper haben alle kleinere Atomwärmern als 6,4; dieselben sind:

Für Schwefel und Phosphor 5,4, Fluor 5, Sauerstoff 4, Silicium 3,8, Bor 2,7, Wasserstoff 2,3 und Kohlenstoff 1,8*).

Auch hier sind die specifischen Wärmern der im starren Zustande nicht bekannten Elemente aus obigem Gesetze berechnet worden. Folgende Beispiele mögen als weitere Beispiele für die Richtigkeit dieses Gesetzes dienen:

*) Hierbei muss jedoch bemerkt werden, dass die specifische Wärme eines Stoffes mit steigender Temperatur zunimmt und am aller bedeutendsten beim Kohlenstoff, dessen specifische Wärme sich verdreifacht, wenn die Temperatur von 0⁰ auf 200⁰ steigt.

	Spec. Wärme.	Molecular- gewicht.	Molecular- wärme.	
Eis, H ₂ O	0,478	× 18	= 8,6	= 4 + (2 × 2,3)
Quecksilberoxyd, HgO	0,048	× 216	= 10,4	= 6,4 + 4
Arsentrioxid, As ₂ O ₃	0,125	× 198	= 24,8	= (2 × 6,4) + (3 × 4)
Calciumcarbonat, Ca CO ₃	0,202	× 100	= 20,2	= 6,4 + 1,8 + (3 × 4)
Kaliumsulfat, K ₂ SO ₄	0,196	× 174,2	= 34,2	= (2 × 6,4) + 5,4 + (4 × 4)
Chlorkohlenstoff, C ₂ Cl ₆	0,177	× 237	= 42	= (2 × 1,8) + (6 × 6,4)

Vorkommen und Verbreitung der Metalle.

Nur wenige Metalle kommen in der Natur im freien Zustande oder gediegen vor; sie finden sich gewöhnlich mit Sauerstoff, Schwefel, Chlor und anderen Nichtmetallen verbunden sehr ungleichförmig in der Erdkruste verbreitet. Einige sind bis jetzt nur an ein oder zwei Orten aufgefunden worden; andere dagegen sind sehr häufig und treten in mächtigen Massen auf. Wie die Tabelle auf Seite 9 zeigt, besteht die Hauptmasse der krystallinischen Gesteine, welche die feste Erdkruste bilden, aus Aluminium, Eisen, Calcium, Magnesium und Natrium, verbunden mit Silicium und Sauerstoff; man benutzt jedoch dieses Vorkommen nicht, um diese Metalle daraus darzustellen, sondern verwendet hierzu andere Verbindungen, die zwar in kleinen Mengen auftreten, aus denen sich aber die Metalle leichter abscheiden lassen, als aus den Silicaten. Man nennt solche Verbindungen Erze. Die Schwermetalle und ihre Erze finden sich hauptsächlich in den älteren krystallinischen und sedimentären Gesteinsschichten in Adern und Gängen. Dieselben sind Risse oder Spalten in der Gesteinsmasse, welche mit dem Erz ausgefüllt sind. Auch in neueren geologischen Formationen treten manche Erze in grösseren Massen auf und haben sich da wahrscheinlich aus wässriger Lösung abgesetzt.

Das Vorkommen und die Verbreitung der Erze wird ausführlich in der Wissenschaft der Geologie abgehandelt; die Aufgabe des Bergmanns ist, dieselben in ihren Lagerstätten aufzusuchen und daraus zu fördern. Die Abscheidung der Metalle aus den Erzen beruht hauptsächlich auf chemischen Vorgängen,

deren nähere Beschreibung das Gebiet der chemischen Metallurgie bildet; dieselbe ist ein Zweig der Hüttenkunde oder der Lehre von den mechanischen und chemischen Operationen, welche man bei der Darstellung der Metalle im Grossen anwendet.

Chemische Eigenschaften der Metalle.

Die Metalle können sich sowohl unter sich, als mit den Nichtmetallen verbinden. Die ersteren Verbindungen, welche Legirungen genannt werden, zeigen den Metallglanz und andere physikalische Eigenschaften der einfachen Metalle; während diese Eigenschaften in den Oxiden, Sulfiden, Chloriden u. s. w. in der Regel verschwinden.

Legirungen. Die meisten Metalle mischen sich im geschmolzenen Zustande und bilden Verbindungen in unbestimmten Verhältnissen, welche mehr den Charakter eines Gemisches haben und die mittleren Eigenschaften der Metalle, aus welchen sie zusammengesetzt sind, zeigen. Sind die Bestandtheile einer Legirung im Verhältnisse der Atomgewichte vorhanden, so tritt dieselbe häufig in Krystallen auf. Viele Legirungen werden technisch verwendet, da dieselben häufig werthvolle Eigenschaften besitzen, welche den einzelnen Metallen fehlen. Gold und Silber sind im reinen Zustande zu weich, um zu Münzen verwendet zu werden, dieselben würden sich zu schnell abnutzen; durch Zusatz von Kupfer aber wird eine genügend harte Legirung erhalten. Kupfer ist zu weich und zähe, um auf der Drehbank verarbeitet zu werden; mit der Hälfte seines Gewichtes Zink legirt, entsteht das harte, aber leicht zu bearbeitende Messing. Kanonenmetall ist eine harte und zähe Legirung von 9 Theilen Kupfer und 1 Theil Zinn; eine noch härtere ist die Glockenspeise, welche aus 2 Theilen Zinn und 8 Theilen Kupfer besteht; je mehr Zinn eine solche Legirung enthält, um so heller wird die Farbe; das Spiegelmetall besteht aus 1 Theil Zinn und 2 Theilen Kupfer; dasselbe hat eine fast weisse Farbe und nimmt eine hohe Politur an, es wird deshalb zu Spiegeln für Fernröhre angewendet.

Der Schmelzpunkt einer Legirung liegt gewöhnlich niedriger als die Schmelzpunkte der Metalle, aus denen sie besteht, so sind die Schmelzpunkte von

Blei . . .	334°
Zinn . . .	235°
Wismuth .	270°
Cadmium .	315°

Eine Legirung von 2 Theilen Wismuth, 1 Theil Zinn und 1 Theil Blei schmilzt schon bei 95° und eine, welche 8 Theile Blei, 15 Theile Wismuth, 4 Theile Zinn und 3 Theile Cadmium enthält, wird bei 60° weich und ist bei 65° vollkommen flüssig.

Die Verbindungen des Quecksilbers mit anderen Metallen werden Amalgame genannt; der Schmelzpunkt derselben liegt immer über dem des Quecksilbers.

In seinem chemischen Verhalten zeigt der Wasserstoff eine so grosse Aehnlichkeit mit den Metallen, dass man annehmen muss, dass dieses Gas der Dampf eines sehr flüchtigen Metalles sei. Diese Ansicht findet eine weitere Stütze darin, dass verschiedene Metalle die Eigenschaft haben, Wasserstoff in grosser Menge zu absorbiren; so nimmt ein Raumtheil Palladium 982 Raumtheile Wasserstoff auf, wodurch eine wirkliche Legirung vom Palladium mit Hydrogenium, wie man den Wasserstoff im starren Zustande genannt hat, entsteht. Dieses Wasserstoffpalladium besitzt ganz die Farbe und den Glanz des reinen Palladiums, ist aber etwas wenig zäher; es leitet Elektrizität und Wärme und besitzt deutlichen Magnetismus. Seine Dichte ist geringer als die des reinen Metalls, indem sich durch Wasserstoffaufnahme sein Volum vergrössert. Aus dieser Volumszunahme konnte man ermitteln, dass dem Hydrogenium das spezifische Gewicht 0,733 zukommt. Auch Platin und Eisen haben die Fähigkeit, Wasserstoff zu absorbiren, wenn auch in geringerem Grade.

Die Thatsache, dass Palladium, Platin und Eisen bei Rothgluth für Wasserstoff durchdringlich sind, kann dadurch erklärt werden, dass dieses Gas von den Metallen verdichtet und absorbirt wird und dann auf der anderen Seite wieder abdunstet, in derselben Weise, wie eine Scheidewand von Kautschuk Sauerstoff durchlässt (siehe Seite 42).

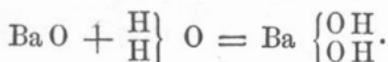
Das Meteoreisen von Lenarto enthält sein dreifaches Volum Wasserstoff eingeschlossen; dieses Meteorit muss demnach wohl aus einer Atmosphäre stammen, die reich an Wasserstoff ist (siehe Spectralanalyse).

Metalloxyde. Sauerstoff wirkt sehr verschieden auf die Metalle ein. Einige verbinden sich mit solcher Leichtigkeit

damit, dass sie vor Luftzutritt geschützt aufbewahrt werden müssen; andere widerstehen dem Einfluss des Sauerstoffs bei gewöhnlicher Temperatur mehr oder weniger gut, aber bei höherer Temperatur oxidiren sie sich leicht, und wenn flüchtig verbrennen sie mit Flamme, wie Magnesium und Zink; andere wiederum, wie Gold und Platin, werden auch bei der höchsten Temperatur nicht von Sauerstoff angegriffen und können damit nur auf indirectem Wege in Verbindung gebracht werden. Die Oxide lassen sich in drei Classen theilen.

1. Basische Oxide. Dieselben können als Wasser betrachtet werden, in welchem der Wasserstoff durch ein Metall ersetzt ist. Diese Ersetzung kann eine nur theilweise sein; man nennt solche Verbindungen Hydroxide. Durch Einwirkung von Kalium auf Wasser wird Wasserstoff frei, und es entsteht Kaliumhydroxid, $\left. \begin{matrix} \text{K} \\ \text{H} \end{matrix} \right\} \text{O}$; in demselben kann wiederum Wasserstoff durch Kalium ersetzt werden, und man erhält Kaliumoxid, $\left. \begin{matrix} \text{K} \\ \text{K} \end{matrix} \right\} \text{O}$. Ein zweiwerthiges Metall ersetzt die zwei Wasserstoffatome in Wasser; so ist Calciumoxid CaO , Zinkoxid ZnO ; die Hydroxide derselben leiten sich von 2 Molecülen Wasser ab, in welchen das Metall 2 Atome Wasserstoff vertritt, Calciumhydroxid $\overset{\text{II}}{\text{Ca}} \left\{ \begin{matrix} \text{OH} \\ \text{OH} \end{matrix} \right.$. In den sogenannten Sesquioxiden sind 2 Atome eines Metalles mit 3 Atomen Sauerstoff verbunden; dieselben entsprechen daher 3 Molecülen Wasser, in welchen die 6 Atome Wasserstoff durch 2 Atome des Metalles ersetzt sind, wie Alaunerde oder Aluminiumoxid, $\overset{\text{VI}}{\text{Al}}_2 \text{O}_3$, Eisensesquioxid, $\overset{\text{VI}}{\text{Fe}}_2 \text{O}_3$, und ihre Hydroxide sind dem entsprechend als 6 Molecüle Wasser aufzufassen, in welchen die Hälfte des Wasserstoffs durch eine sechswerthige Atomgruppe vertreten ist, z. B. Aluminiumhydroxid, $\overset{\text{VI}}{\text{Al}}_2 (\text{OH})_6$.

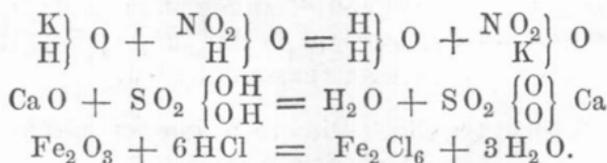
Viele basische Oxide verbinden sich mit Wasser zu einem Hydroxid:



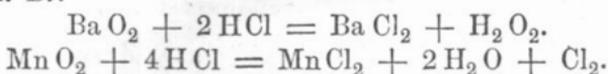
Das so erhaltene Bariumhydroxid kann auch durch das stärkste Erhitzen nicht wieder in Wasser und Oxid zerlegt werden; andere Hydroxide dagegen zerfallen schon bei nicht sehr hoher Temperatur, wie Kupferhydroxid:



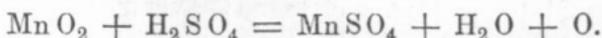
Die in Wasser löslichen Hydroxide haben, wie schon früher erwähnt, eine alkalische Reaction; sie färben rothes Lackmuspapier blau; die wichtigste Eigenschaft der basischen Oxide und Hydroxide ist die, dass sie mit Säuren zusammengebracht damit doppelte Zersetzung eingehen, indem der Wasserstoff der Säure durch das Metall ersetzt wird, z. B.:



2. Superoxide. Dieselben enthalten mehr Sauerstoff als die basischen Oxide und können als Wasserstoffdioxid angesehen werden, in welchem der Wasserstoff durch Metalle ersetzt ist; wie dieses geben sie leicht einen Theil des Sauerstoffs ab und wirken daher stark oxidirend. Mit Salzsäure zusammengebracht bilden sie entweder Wasserstoffdioxid, oder es wird Chlor entwickelt, z. B.:



Oxysäuren setzen daraus Sauerstoff in Freiheit:



3. Säurebildende Oxide und Metallsäuren. Den Nichtmetallen ganz analog verbinden sich mehrere Metalle mit Sauerstoff und Wasserstoff zu Säuren, von denen einige beständige Verbindungen sind; andere dagegen sind nur in ihren Salzen bekannt, und viele zeigen im freien Zustande das Bestreben, in Wasser und ein Oxid (Anhydrid) zu zerfallen, ähnlich wie Kohlensäure, Kieselsäure u. s. w.

Salze. Wird der Wasserstoff einer Säure durch ein Metall ersetzt, so entsteht ein Salz. Die Ersetzung kann auf verschiedene Weise geschehen.

1. Das Metall ersetzt den Wasserstoff der Säure direct:



2. Die Säure wird mit einem basischen Oxide oder Hydroxid zusammengebracht, wobei durch doppelte Zersetzung neben dem Salz Wasser gebildet wird, wie die oben gegebenen Beispiele erläutern.

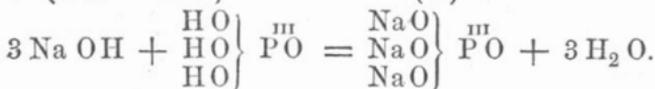
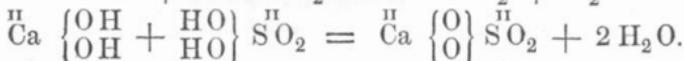
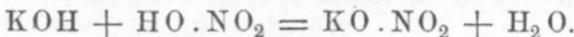
Die Säuren selbst zerfallen in zwei Gruppen, 1) Wasserstoffsäuren, die keinen Sauerstoff enthalten wie Chlorwasser-

stoff und die anderen entsprechenden Säuren der Elemente der Chlorgruppe und 2) Oxysäuren, welche Sauerstoff enthalten und deren Anzahl sehr beträchtlich ist. Wie schon bei Salpetersäure und Schwefelsäure erwähnt worden ist, lassen sich die letzteren auffassen als Wasser, in welchem der Wasserstoff zum Theil durch ein säurebildendes Radical vertreten ist. In den einbasischen Säuren ersetzt ein einwerthiges Radical ein Atom Wasserstoff, wie in der Salpetersäure $\overset{\text{N}}{\text{O}_2} \left\{ \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{H} \end{array} \right\}$ oder $\text{NO}_2 \text{OH}$,

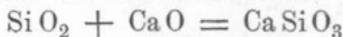
während in zweibasischen Säuren, wie Schwefelsäure $\overset{\text{S}}{\text{O}_2} \left\{ \begin{array}{l} \text{OH} \\ \text{OH} \end{array} \right\}$ ein zweiwerthiges Radical zwei Atome Wasserstoff in zwei Molecülen Wasser vertritt und in dreibasischen Säuren, wie

Phosphorsäure $\overset{\text{P}}{\text{O}} \left\{ \begin{array}{l} \text{OH} \\ \text{OH} \\ \text{OH} \end{array} \right\}$ drei Atome Wasserstoff in drei Mole-

cülen Wasser ersetzt sind. Die Salze der Oxysäuren können daher auch betrachtet werden als basische Hydroxide, in welchen der Wasserstoff durch ein Säureradical vertreten ist:



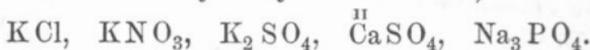
3. Ein säurebildendes Oxid (Anhydrid) verbindet sich direct mit einem basischen Oxide, analog der Bildung einer Säure aus Wasser und dem betreffenden Oxide:



Salze können noch auf verschiedene andere Art entstehen; Näheres darüber wird bei den einzelnen Verbindungen erwähnt werden.

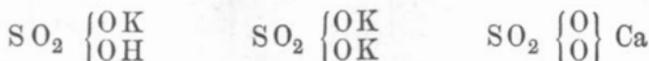
Die Salze zerfallen in verschiedene Unterabtheilungen:

1. Normale Salze sind solche, in welchen das Metall allen Wasserstoff des Hydroxyls ersetzt hat, wie:

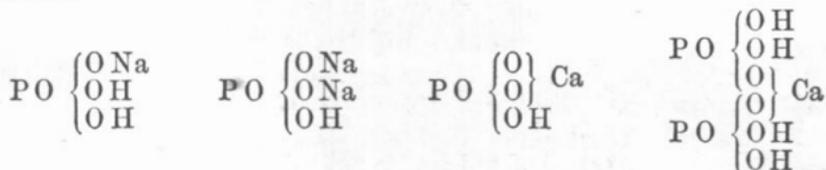


2. Ist nur ein Theil des Wasserstoffs ersetzt, so wird die Verbindung ein saures Salz genannt. Saure Salze haben oft einen sauren Geschmack und röthen blaues Lackmuspapier; doch hängt dies von der Natur der Säure und des Metalles ab, und es kommt häufig der Fall vor, dass saure oder normale

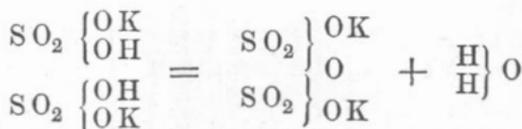
Salze einer schwachen Säure eine alkalische Reaction zeigen, wenn das darin enthaltene Metall ein stark alkalisches Hydroxid bildet, und umgekehrt normale Salze starker Säuren sauer reagiren. Zweibasische Säuren geben in der Regel mit einwerthigen Metallen ein saures und ein normales Salz, mit zweiwerthigen Metallen nur ein normales Salz:



Mehrbasische Säuren bilden, je nachdem sie ein- oder mehrwerthige Metalle binden, verschiedene Reihen von sauren Salzen:

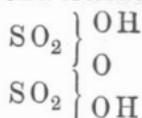


3. Eine dritte Classe von Salzen bildet sich durch Vereinigung eines normalen Salzes mit einem Anhydrid oder säurebildenden Oxid; solche Verbindungen wurden früher auch saure Salze genannt. Das sogenannte saure chromsaure Kali oder Kaliumdichromat, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, bildet sich durch Vereinigung von normalem Kaliumchromat CrO_4K mit Chromtrioxid oder Chromsäureanhydrid CrO_3 . Eine ganz analoge Verbindung, das Kaliumdisulfat oder Kaliumpyrosulfat, $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$, entsteht nicht nur, wenn man das normale Kaliumsulfat mit Schwefeltrioxid erhitzt, sondern auch, wenn man das saure Salz für sich vorsichtig erhitzt, wobei es ein Molecül Wasser abgibt. Die letztere Reaction erklärt die Constitution dieser Salze:

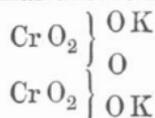


Die Dischwefelsäure oder Pyroschwefelsäure ist auch im freien Zustande bekannt; es ist dies die unter Schwefelsäure beschriebene Verbindung, welche sich aus abgekühlter rauchender Schwefelsäure in Krystallen absetzt (s. Seite 107). Die Constitution derselben, sowie des Kaliumdichromats lässt sich durch folgende Formeln ausdrücken:

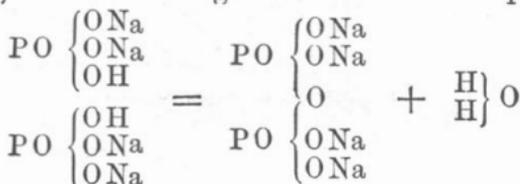
Dischwefelsäure



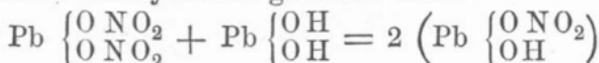
Kaliumdichromat



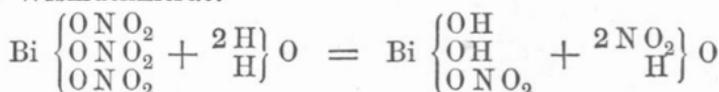
Pyrophosphorsäure und ihre Salze gehören ebenfalls zu dieser Classe von Verbindungen; Natriumpyrophosphat bildet sich bekanntlich, wenn man das gewöhnliche Natriumphosphat glüht:



4. Basische Salze erhält man, wenn in einem basischen Hydroxide nur ein Theil des Wasserstoffs durch ein Säureradical ersetzt ist. Solche Verbindungen bilden sich häufig durch Vereinigung eines Hydroxides mit einem normalen Salze; so erhält man ein basisches Bleinitrat, wenn eine Lösung von Bleinitrat mit Bleihydroxid gekocht wird:



Auf ähnliche Weise erhält man das basische Zinkchlorid $\text{Zn} \left\{ \begin{array}{l} \text{Cl} \\ \text{OH} \end{array} \right.$ u. s. w. Andere basische Salze entstehen durch die Einwirkung von Wasser auf normale Salze; Wismuthnitrat z. B. zersetzt sich mit Wasser in freie Salpetersäure und basisches Wismuthnitrat:



Wismuthchlorid, BiCl_3 wird ebenfalls durch Wasser zersetzt, man erhält freie Salzsäure und das basische Chlorid, BiOCl , eine Verbindung, die zugleich Oxid und Chlorid ist und daher Wismuthoxychlorid genannt wird. Von anderen basischen Salzen mögen noch hier erwähnt werden die zwei

bekanntesten Kupfererze, Malachit $\text{CO} \left\{ \begin{array}{l} \text{OCu OH} \\ \text{OCu OH} \end{array} \right.$ und Kupferlasur $\text{CO} \left\{ \begin{array}{l} \text{OCu OH} \\ \text{O} \end{array} \right. \text{Cu}$ und das Bleiweiss $\text{CO} \left\{ \begin{array}{l} \text{OPb OH} \\ \text{O} \end{array} \right. \text{Pb}$, die alle drei $\text{CO} \left\{ \begin{array}{l} \text{OCu OH} \\ \text{O} \end{array} \right. \text{Pb}$ $\text{CO} \left\{ \begin{array}{l} \text{OPb OH} \\ \text{O} \end{array} \right. \text{Pb}$

basische Carbonate sind.

Sulfide. Alle Metalle können mit Schwefel verbunden werden und die so erhaltenen Verbindungen entsprechen den verschiedenen Classen der Metalloxide, wie folgende Zusammenstellung zeigt:

Natriumsulfid . . .	Na_2S	Natriumoxid . . .	Na_2O
Natriumhydrosulfid .	NaSH	Natriumhydroxid .	NaOH
Calciumsulfid	CaS	Calciumoxid	CaO
Baryumdisulfid	BaS_2	Baryumdioxid . . .	BaO_2
Antimonpentasulfid .	Sb_2S_5	Antimonpentoxid .	Sb_2O_5

Gerade wie die Anhydride sich mit basischen Oxiden zu Salzen vereinigen, verbinden sich die entsprechenden Sulfide zu Schwefelsalzen:

Natriumsulfocarbonat	CS_3Na_2	Natriumcarbonat	CO_3Na_2
Kaliumsulfantimonat	SbS_4K_3	Kaliumarsenat	AsO_4K_3

Die Metallsulfide sind theils löslich in Wasser, theils unlöslich darin; die letzteren zerfallen wieder in verschiedene Gruppen; einige werden von Salzsäure unter Entwicklung von Schwefelwasserstoff zersetzt, während andere von dieser Säure nicht angegriffen werden und von der letzteren Gruppe werden die, welche den Anhydriden entsprechen, von den löslichen Sulfiden unter Bildung von Schwefelsalzen aufgelöst, während die, welche basischen Oxiden entsprechen, natürlich darin unlöslich sind.

Diese Unterschiede benutzt man in der analytischen Chemie, wie schon unter Schwefelwasserstoff erwähnt wurde, um die verschiedenen Metalle von einander zu trennen.

Viele Metallsulfide kommen als Mineralien vor und einige bilden wichtige Erze, wie Eisenkies, Kupferkies, Bleiglanz u. s. w.

Die Selenide und Telluride der Metalle verhalten sich den Sulfiden ähnlich.

Die Verbindungen der Metalle mit Stickstoff, Phosphor, Bor, Silicium, Kohlenstoff und Wasserstoff sind von keiner allgemeinen Wichtigkeit; einige davon werden bei den betreffenden Metallen erwähnt werden.

Eintheilung der Metalle.

Die Metalle zerfallen in verschiedene Gruppen, deren einzelne Glieder unter sich im chemischen Verhalten und

in den physikalischen Eigenschaften grosse Uebereinstimmung zeigen.

1. Classe. Alkalimetalle: Kalium, Natrium, Cäsium, Rubidium, Lithium. — Die Metalle dieser Classe sind einwerthig; sie sind bei gewöhnlicher Temperatur weich, schmelzen bei ziemlich niederer Temperatur und verflüchtigen sich bei starkem Erhitzen. Sie haben eine grosse Neigung sich mit Sauerstoff zu verbinden, zersetzen Wasser heftig in der Kälte und bilden Hydroxide, welche sehr löslich in Wasser sind und sich bei hoher Temperatur ohne Zersetzung verflüchtigen. Diese Hydroxide werden Alkalien genannt und sind die stärksten Basen. Die Carbonate, Sulfate und Phosphate der Alkalimetalle sind in Wasser löslich.

2. Classe. Erdalkalimetalle: Calcium, Strontium, Barium. — Zweiwerthige Metalle, welche bei gewöhnlicher Temperatur sich mit Sauerstoff verbinden und Wasser zersetzen und stark basische Oxide (alkalische Erden) und Hydroxide bilden, welche in Wasser weniger löslich als die Alkalien sind. Die normalen Carbonate, Sulfate und Phosphate sind in Wasser sehr schwer löslich oder unlöslich. Die Oxide derselben werden auch bei hoher Temperatur nicht durch Kohlenstoff oder Wasserstoff zu Metallen reducirt.

3. Classe. Zinkgruppe: Beryllium, Magnesium, Zink, Cadmium. — Zweiwerthige Metalle, welche sich beim starken Erhitzen verflüchtigen und an der Luft mit Flamme brennen. Sie zersetzen Wasser bei höherer Temperatur und bilden nur ein Oxid und Sulfid, die in Wasser unlöslich sind. Ihre Sulfate sind löslich in Wasser; die Phosphate und Carbonate unlöslich.

4. Classe. Bleigruppe: Blei, Thallium. — Schwere Metalle, welche alkalisch reagirende basische Oxide bilden und sich an die zwei ersten Gruppen anschliessen, von welchen sie sich aber durch ihre in Wasser unlöslichen Sulfide unterscheiden. Die meisten Salze des Thalliums haben grosse Aehnlichkeit mit denen der Alkalimetalle, während die Bleisalze den Salzen der Erdalkalimetalle gleichen.

5. Classe. Kupfergruppe: Kupfer, Silber, Quecksilber. — Diese zweiwerthigen Metalle zersetzen Wasser nicht bei höherer Temperatur und werden nur von Salpetersäure und concentrirter Schwefelsäure oxidirt. Jedes bildet zwei basische Oxide.

6. Classe. Cergruppe: Yttrium, Cer, Lanthan, Didym, Erbium. — Eine Gruppe seltener, wahrscheinlich zweiwerthiger Metalle, welche bei Siedhitze Wasser zersetzen; sie bilden in Wasser unlösliche Oxide, welche Erden genannt werden.

7. Classe. Aluminiumgruppe: Aluminium, Indium. — Metalle, welche Wasser bei höherer Temperatur zersetzen und deren basische Sesquioxide in Wasser unlöslich sind.

8. Classe. Eisengruppe: Mangan, Eisen, Kobalt, Nickel. — Dieselben zersetzen ebenfalls Wasser erst bei höherer Temperatur; sie sind nicht flüchtig und bilden mehrere Oxide und Sulfide. Die Monoxide sind kräftige Basen, während die Sesquioxide entweder schwache Basen sind oder sich wie Superoxide verhalten.

9. Classe. Chromgruppe: Chrom, Molybdän, Wolfram, Uran. — Diese Metalle bilden Trioxide, welche Säureanhydride sind und sehr charakteristische Salze bilden. Die niederen Oxide des Chroms haben grosse Aehnlichkeit mit den basischen Oxiden der achten Gruppe.

10. Classe. Zinngruppe: Zinn, Titan, Zirkon, Thorium. — Vierwerthige Metalle, welche sich an das Silicium anschliessen und flüchtige Tetrachloride bilden. Die Dioxide sind schwache Säureanhydride.

11. Classe. Antimongruppe: Antimon, Wismuth, Vanadin, Tantal, Niob. — Diese Metalle bilden mit Phosphor und Arsen eine natürliche Gruppe und bilden wie diese Pentoxide, welche Säureanhydride sind.

12. Classe. Gold und Platinmetalle: Gold und Platin werden von Salpetersäure nicht oxydirt und nur von Königswasser und Chlor aufgelöst. Ihre Oxide zerfallen beim Erhitzen in Metall und Sauerstoff. Man nennt dieselben edle Metalle und rechnet auch dazu Silber und Quecksilber, deren Oxide ebenfalls durch Hitze zersetzt werden. Gold ist dreiwertig und Platin vierwertig. Die übrigen Glieder der Gruppe finden sich in der Natur immer mit Platin, mit dem sie grosse Aehnlichkeit haben, zusammen und werden deshalb Platinmetalle genannt.

Krystallographie.

Fast alle Körper, Elemente sowohl wie Verbindungen, nehmen, wenn sie aus dem flüssigen oder gasförmigen Zustand in den festen übergehen, eine von ebenen Flächen begrenzte, bestimmte, regelmässige Gestalt an; sie treten in Krystallen auf. Krystalle können auf verschiedene Weise entstehen; löst man z. B. eine Substanz, wie Salpeter, in Wasser auf und lässt diese Lösung langsam verdunsten, so scheidet sich das Salz in Krystallen aus; anstatt einen Körper durch ein Lösungsmittel zu verflüssigen, kann man denselben durch Erwärmen schmelzen, wie z. B. Schwefel, und beim Erkalten erfolgt dann das Krystallisiren; ist derselbe bei hoher Temperatur leicht flüchtig, wie Jod und Arsen trioxid, so nimmt er Krystallgestalt an, wenn man ihn verdampft und den Dampf durch Abkühlen verdichtet. Viele Mineralien finden sich häufig in vollkommen ausgebildeten Krystallen, über deren Entstehung sehr wenig noch bekannt ist; jedenfalls haben dieselben eine lange Zeit zu ihrer Ausbildung gebraucht; denn je langsamer ein Krystall entsteht, um so grösser und vollkommener ist derselbe ausgebildet. Ausser der regelmässigen Begrenzung zeigen die Krystalle noch andere Eigenthümlichkeiten; sie lassen sich nach gewissen Richtungen hin leichter theilen als nach anderen, sie besitzen Spaltbarkeit. Die meisten leiten Licht und Wärme nach verschiedenen Richtungen verschieden und brechen das Licht doppelt.

Leblose Körper, welche nicht im krystallinischen Zustande auftreten, nennt man amorph, wie Glas, Gummi, Leim u. s. w. Dieselben haben nach allen Richtungen hin gleichen Zusammenhang, besitzen einen muscheligen Bruch und brechen das Licht stets einfach. Die Hauptbestandtheile des Thier- und Pflanzenkörpers sind ebenfalls nicht krystallisirt; dieselben besitzen eine eigenthümliche Structur, welche man als organisirte Structur oder Zellenbau bezeichnet.

In der Regel besitzt jeder Körper eine bestimmte Form, in welcher er krystallisirt, und durch welche er erkannt werden kann. Bilden sich z. B. Krystalle durch Verdampfen einer wässerigen Lösung, so hat das kleinste sichtbare Theilchen, welches sich ausscheidet, genau dieselbe Form wie der grösste

Krystall, und lässt man dasselbe in der Lösung, so nimmt es einfach an Grösse zu, ohne dabei seine Gestalt zu ändern.

Alle Krystalle sind von ebenen Flächen begrenzt; die Durchschnittslinien zweier Flächen nennt man Kanten, und die Durchschnittspunkte von drei oder mehr Flächen heissen Ecken. Die Zahl und Gestalt dieser Flächen so wie der Winkel, unter welchen sie zu einander geneigt sind; auch die Zahl und Art der Ecken sind bei verschiedenen Krystallen sehr verschieden; und man kennt mehrere Tausende von Krystallformen. Dieselben lassen sich jedoch alle auf eine einfache Weise in Classen oder Systeme ordnen, indem man ihre Ausbildungsrichtungen mit einander vergleicht. Zu diesem Zwecke nimmt man in jedem Krystalle Axen an, d. h. Linien, welche man sich durch den Mittelpunkt des Krystalles so gelegt denkt, dass die Flächen in Beziehung auf diese Axen symmetrisch liegen.

1. Reguläres System. Die Krystalle dieses Systems sind nach drei zu einander rechtwinklig stehenden Richtungen gleichartig ausgebildet, und man nimmt in denselben deshalb drei zu einander senkrechte, gleichlange Axen an. Die hierher gehörigen einfacheren Formen sind der Würfel, Fig. 38, das Octaëder (Achtflächner), Fig. 39, das Rhombendodecaëder (Zwölf-

Fig. 38.

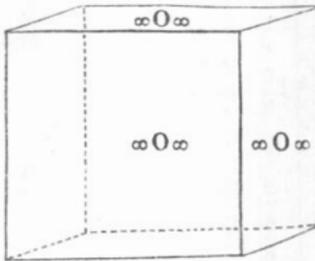
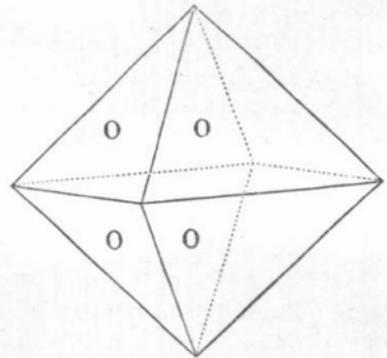


Fig. 39.



flächner), Fig. 40 und das Tetraëder, Fig. 41. Von bekannteren Substanzen krystallisiren in diesem Systeme Diamant, Bleiglanz, Schwefelkies, Kochsalz, Alaun und Granat.

2. Quadratisches System. Drei zu einander senkrechte Axen, von denen zwei (die Nebenaxen) von gleicher Länge, die dritte (die Hauptaxe) kürzer oder länger, als die beiden

anderen ist. Die einfachste Form dieses Systems ist die quadratische Pyramide; man unterscheidet bei derselben Pyramiden

Fig. 40.

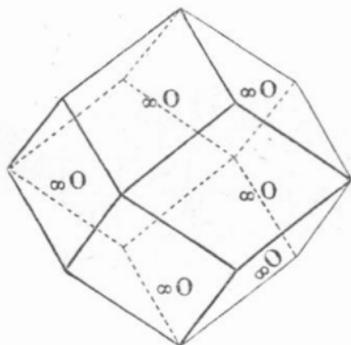


Fig. 41.

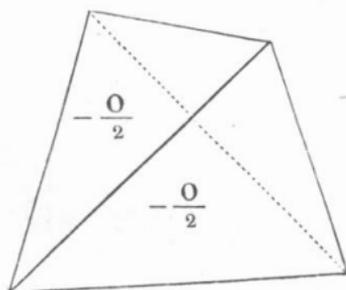


Fig. 42.

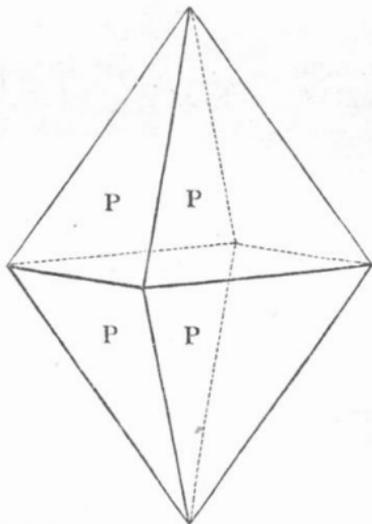
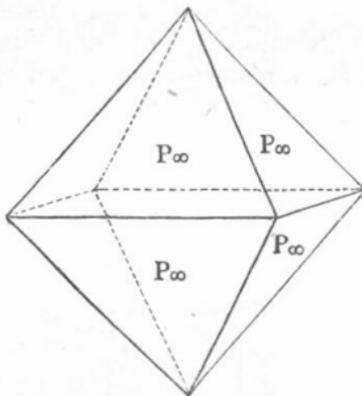


Fig. 43.



erster Ordnung, Fig. 42, in welcher die Nebenaxen durch die Ecken gehen, und Pyramiden zweiter Ordnung, Figur 43, bei welchen die Nebenaxen die Mitte der Seitenkanten durchschneiden. Ebenso unterscheidet man ein quadratisches Prisma der ersten Ordnung, Fig. 44 (a. f. S.), und der zweiten Ordnung, Fig. 45 (a. f. S.). Im quadratischen Systeme krystallisiren der Zinnstein (SnO_2), Kupferkies, Zirkon und Blutlaugensalz.

3. Hexagonales System. In demselben werden vier Axen

angenommen, von denen die Hauptaxe länger oder kürzer ist als die drei Nebenaxen, welche zu ihr senkrecht stehen, unter sich gleich sind und sich unter einem Winkel von 60°

Fig. 44.

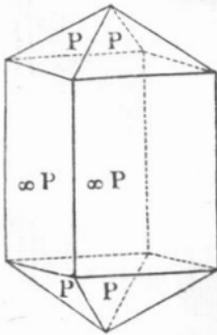
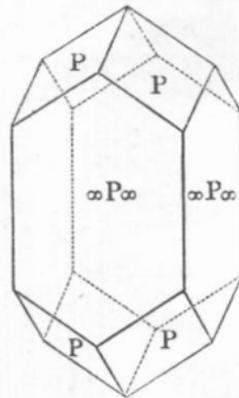


Fig. 45.



schneiden. Die am häufigsten vorkommenden Gestalten dieses Systems sind die hexagonale Pyramide, Fig. 46, das hexagonale Prisma, Fig. 47, und das Rhomboëder Fig. 58 (S. 184).

Einige der wichtigeren Substanzen, welche zu diesem Systeme gehören, sind Graphit, Eis (dessen hexagonale Ausbildung

Fig. 46.

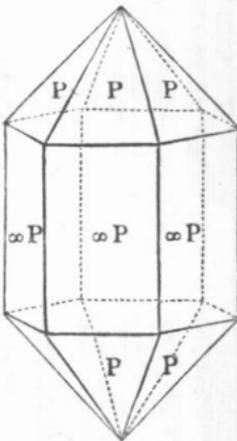
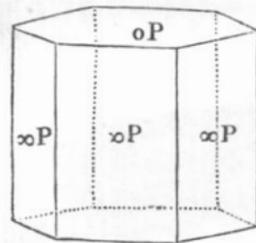


Fig. 47.



man in den Schneeflocken deutlich sieht), Quarz, Corund, Kalkspath, Eisenspath, Natriumnitrat (Chilisalpeter) und Smaragd.

4. Rhombisches System. Drei zu einander senkrechte, ungleiche Axen. Als Hauptformen finden sich in diesem Systeme die rhombische Pyramide, Fig. 48 und 49, und das

rhombische Prisma, Fig. 50. Hierher gehören der gediegene und der aus Schwefelkohlenstoff krystallisirte Schwefel, Salpeter (Kaliumnitrat), Arragonit, Zinkvitriol, Topas und Schwerspath.

5. Monoklinisches System. Drei ungleiche Axen, von denen zwei sich unter einem schiefen Winkel schneiden und die dritte senkrecht auf der Ebene der beiden anderen steht.

Fig. 48.

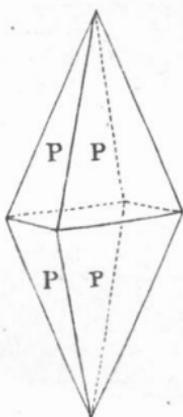


Fig. 49.

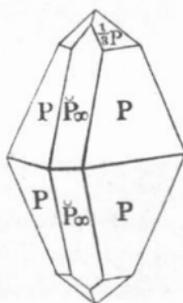


Fig. 50.

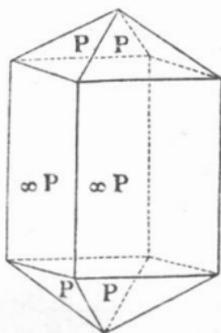
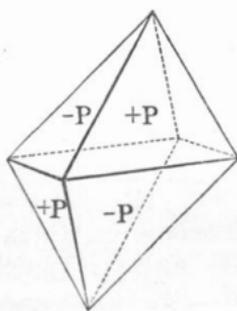


Fig. 51.



Die einfachste hierher gehörende Form ist die monoklinische Pyramide, Fig. 51. Eine grosse Anzahl Körper treten in Krystallen dieses Systems auf, z. B. durch Schmelzen und Abkühlen krystallisirter Schwefel, krystallisirte Soda (Natriumcarbonat), Borax, Kaliumchlorat, gewöhnliches Natriumphosphat ($\text{Na}_2\text{HPO}_4 + 12\text{H}_2\text{O}$), Glaubersalz, Gyps, Eisenvitriol, Feldspath und Rohrzucker.

6. Triklinisches System. Die drei Axen sind von ungleicher Länge und unter schiefen Winkeln zu einander geneigt.

Die Formen dieses Systems sind im Allgemeinen sehr verwickelt, sie leiten sich von der triklinischen Pyramide und dem triklinischen Prisma, Fig. 52, ab. Die Krystallform, in welcher Kupfervitriol gewöhnlich auftritt, zeigt Fig. 53, von sonst be-

Fig. 52.

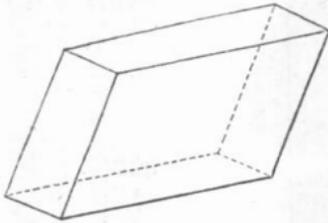
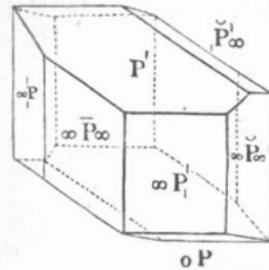


Fig. 53.



kannteren Substanzen krystallisiren in diesem System das rothe chromsaure Kali (Kalium-Dichromat), Natronfeldspath oder Albit, Borsäure u. s. w.

Alle bis jetzt beobachteten Krystallformen lassen sich in eines dieser sechs Systeme einreihen; ihre grosse Mannigfaltigkeit rührt daher, dass in ein und demselben Krystalle Flächen auftreten können, welche verschiedenen einfachen Formen zugehören, so dass derselbe aus einer Combination von mehreren einfachen Formen besteht. Krystalle, welche zu demselben Systeme gehören, können oft unter einander sehr verschieden aussehen, während solche aus zwei verschiedenen Systemen oft auf den ersten Blick einander sehr ähnlich erscheinen. Durch genaue Winkelmessung kann aber immer das Symmetriegesetz, durch welches die Ausbildung bedingt ist, aufgefunden und die Lage und die Beziehungen der Axen zu einander festgestellt werden, und man kann durch solche Bestimmungen auch bei unvollkommen und einseitig ausgebildeten Krystallen auffinden, welchem Systeme sie zugehören und von welchen Formen desselben sie sich ableiten.

Einige Substanzen können in zwei verschiedenen Systemen krystallisiren; man nennt solche Körper dimorph; dieselben zeigen immer ausser diesem Unterschiede in der Krystallform auch Unterschiede in den physikalischen Eigenschaften, wie Farbe, Härte, specifisches Gewicht u. s. w. Beispiele hiervon sind Kohlenstoff, Schwefel u. s. w.

Gewisse Verbindungen, welche eine analoge chemische Zusammensetzung haben, treten häufig in derselben Krystallform

auf; man nennt solche Körper isomorph; so krystallisiren z. B. Natriumchlorid, NaCl , Natriumjodid, NaJ , und Natriumbromid, NaBr , in Würfeln; Natriumphosphat, $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + 12\text{H}_2\text{O}$, und Natriumarsenat, $\text{Na}_2\text{HAsO}_4 + 12\text{H}_2\text{O}$, bilden gleichgestaltete monoklinische Krystalle. Weitere Beispiele für diese eigenthümliche Beziehung zwischen Zusammensetzung und Krystallform werden im Folgenden gegeben werden.

Alkalimetalle.

Kalium.	Rubidium.
Natrium.	Lithium.
Cäsium.	(Ammonium).

Kalium.

Atomgewicht 39,1 = K. — Volumgewicht des Dampfes = 39,1.

Das Kalium wurde 1807 von Sir Humphry Davy entdeckt; er erhielt dasselbe, indem er Kaliumhydroxid (Aetzkali) durch einen kräftigen galvanischen Strom zersetzte, welches dabei in Wasserstoff, Sauerstoff und Kalium zerfällt. Vor dieser Zeit hielt man die Alkalien und die alkalischen Erden für einfache Körper. Man stellt dieses Metall jetzt dar, indem man ein inniges Gemisch von Kaliumcarbonat und Kohle (verkohlten Weinstein) in einer Retorte von Schmiedeeisen zum Glühen erhitzt, wobei Kohlenoxid und metallisches Kalium entstehen; das letztere verflüchtigt sich bei der hohen Temperatur und destillirt über; man verdichtet es in Gefäßen, welche mit Steinöl gefüllt sind. Diese Darstellung ist mit mancherlei Schwierigkeiten verbunden. Man muss allen Zutritt von Luft sorgfältig ausschliessen, indem sich der Kaliumdampf daran entzündet; ebenso muss jede Spur von Feuchtigkeit vermieden werden, da das Kalium Wasser zersetzt und Wasserstoff freimacht; man kühlt den Dampf deswegen in Steinöl, einem Kohlenwasserstoff, ab. Ausserdem bildet sich immer ein schwarzer, sehr explosiver Körper, eine Verbindung von Kalium und Kohlenoxid, welcher häufig die Röhren verstopft und schon ver-

schiedene Male zu Unglücksfällen Veranlassung gegeben hat. Um das Kalium von diesem schwarzen Körper, welcher es immer begleitet, zu trennen, schmilzt man es unter Steinöl und presst es durch Leinwand, oder man destillirt es nochmals.

Kalium ist ein glänzend silberweisses Metall; bei gewöhnlicher Temperatur ist es weicher als Wachs, aber bei 0° wird es spröde. Es schmilzt bei 62,5° und verflüchtigt sich etwas unter Rothglühhitze, einen grünblauen Dampf bildend. Der Luft ausgesetzt, verliert es rasch seinen Metallglanz, indem es Sauerstoff aufnimmt und sich nach und nach in ein weisses Oxid verwandelt. Auf Wasser schwimmt es und zersetzt dasselbe unter Bildung von Kaliumhydroxid, KOH, und Freiwerden von Wasserstoff, wobei sich so viel Wärme entwickelt, dass derselbe sich entzündet und mit schön violett gefärbter Flamme verbrennt. Diese Färbung rührt von verflüchtigtem Kalium her. Mit Chlor, Schwefel und verschiedenen anderen Nichtmetallen verbindet sich das Kalium ebenfalls direct unter Entwicklung von Licht und Wärme.

Die Hauptquelle der Kaliumverbindungen, welche in der Natur ziemlich verbreitet, sind der Feldspath und ähnliche Silicate, welche einen Hauptbestandtheil der krystallinischen Felsarten bilden, und welche 2 bis 3 Proc. dieses Metalls enthalten. Zur Darstellung von Kaliumverbindungen aber werden diese Mineralien bis jetzt nicht benutzt, da man noch keine einfache und billige Methode kennt, das Kali von der Kiesel-erde zu trennen, sondern man verwendet dazu die Asche der Landpflanzen, welche reich an Kaliumverbindungen, namentlich Kaliumcarbonat, ist. Die Pflanzen nehmen Kaliumsalze aus dem Boden auf, welcher durch Verwitterung des krystallinischen Gesteins entstanden ist. Durch Auslaugen der Asche und Eindampfen der Lösung erhält man die rohe Pottasche des Handels, aus welcher man andere Kaliumverbindungen darstellt. Kaliumnitrat oder Salpeter findet sich in heißen Gegenden, namentlich in Ostindien, als Auswitterung auf dem Boden; Kaliumchlorid kommt in Steinsalzlagerern vor, namentlich ist das von Stassfurt sehr reich daran; dieselbe Verbindung ist im Meerwasser enthalten, und man hat neuerdings einen Plan vorgeschlagen, diese unerschöpfliche Quelle zur technischen Gewinnung von Kaliumsalzen zu verwerthen.

Oxide des Kaliums. Kalium verbindet sich mit Sauerstoff und bildet damit die drei folgenden Verbindungen:

Kaliummonoxid . . .	K_2O
Kaliumdioxid . . .	K_2O_2
Kaliumtetroxid . . .	K_2O_4

Die beiden letzteren Verbindungen entstehen, wenn Kalium bei erhöhter Temperatur oxidirt wird; das Kaliummonoxid bildet sich durch Oxidation in vollkommen trockner Luft bei gewöhnlicher Temperatur und ist ein weisses Pulver, welches bei Rothgluth schmilzt und beim Erkalten zu einer grauweissen, brüchigen Masse erstarrt. Durch sehr starkes Erhitzen kann es verflüchtigt werden. Mit Wasser bildet es unter starker Erhitzung Kaliumhydroxid, dieselbe Verbindung, welche durch Einwirkung von Wasser auf Kalium entsteht:



Kaliumhydroxid oder Aetzkali, KHO. Zur Darstellung dieser Verbindung löst man 1 Theil Kaliumcarbonat in 12 Theilen Wasser auf und kocht diese Lösung mit 1 Theil gelöschtem Kalk (Calciumhydroxid). Es entstehen unlösliches Calciumcarbonat und eine Lösung von Aetzkali. Die klar abgegossene Flüssigkeit, welche mit Säuren nicht aufbrausen darf, wird in einer Silberschale zur Trockne verdampft, sodann bis zum Schmelzen erhitzt und die geschmolzene Masse in Metallformen in Stangen ausgegossen. Das feste Aetzkali ist eine weisse krystallinische Substanz, welche sich bei sehr hoher Temperatur unzersetzt verflüchtigt. Es ist in Wasser sehr löslich, zieht, der Luft ausgesetzt, sehr begierig Feuchtigkeit an, zerfliesst und verwandelt sich dann unter Aufnahme von Kohlendioxid in Kaliumcarbonat. Die Lösung, welche Kalilauge genannt wird, reagirt sehr stark alkalisch, hat einen scharf ätzenden Geschmack und zerstört die Haut. Das Aetzkali wird in der Chirurgie als Aetzmittel angewandt; ferner findet es in Künsten und Gewerben (Seifensiederei) und im Laboratorium vielfache Verwendung.

Kaliumnitrat oder Salpeter, KNO_3 . Dieses Salz kommt, wie schon erwähnt, natürlich vor und wird in bedeutender Menge aus Ostindien nach Europa gebracht; man stellt dasselbe auch künstlich dar durch einen Process, welcher dem ähnlich ist, durch welchen es in der Natur erzeugt wird, indem man stickstoffhaltige organische Stoffe, namentlich thierische Abfälle, mit Holzasche und Kalk mischt und dieses Gemisch in Haufen der Luft aussetzt, wodurch sich nach und

nach durch langsame Oxydation des Stickstoffs salpetersaure Salze bilden. Den indischen Rohsalpeter sowohl, als den in den sogenannten Salpeterplantagen erzeugten reinigt man, indem man mit Wasser auslaugt, die Lösung mit Kaliumcarbonat versetzt, um Calcium- und Magnesiumsalze, welche stets darin enthalten sind, zu entfernen; durch Abdampfen wird die Lösung concentrirt und beim Erkalten scheidet sich der Salpeter in grossen, dem rhombischen Systeme angehörigen Krystallen aus, welche kein Krystallisationswasser enthalten. 1 Theil Salpeter löst sich in ungefähr 4 Theilen Wasser bei gewöhnlicher Temperatur und in 1 Theil kochendem Wasser. Salpeter enthält beinahe die Hälfte seines Gewichtes Sauerstoff und giebt denselben leicht beim Erhitzen mit Kohle und anderen brennbaren Körpern ab, wobei Verpuffung eintritt. Hierauf beruht die Anwendung des Salpeters zur Fabrikation von Schuesspulver und zur Feuerwerkerei.

Schuesspulver ist ein inniges Gemisch von Salpeter, Holzkohle und Schwefel; die Zersetzung, welche beim Entzünden desselben eintritt, ist im Allgemeinen die, dass der Sauerstoff des Salpeters sich mit dem Kohlenstoff zu Kohlenoxid und Kohlendioxid verbindet, wobei Stickstoff frei wird, und der Schwefel sich mit Sauerstoff und Kalium vereinigt; Schuesspulver enthält den zur Verbrennung nöthigen Sauerstoff in sich und brennt daher auch unter Abschluss der Luft; die heftige explosive Wirkung desselben beruht auf der durch die schnelle Verbrennung erzeugten heftigen Gasentwicklung; die Gase dehnen sich durch die Verbrennungswärme dabei noch bedeutend aus und durch dieses plötzliche Freiwerden eines beträchtlichen Gasvolums entsteht eine Explosion. Die besseren Sorten Schuesspulver enthalten ungefähr 2 Moleküle Salpeter auf 1 Atom Schwefel und 3 Atome Kohlenstoff; dieses Verhältniss hat sich durch längere Erfahrung als das beste herausgestellt; die bei der Verbrennung stattfindende Zersetzung kann jedoch nicht durch eine einfache Gleichung wiedergegeben werden und ist viel verwickelter als die oben angeführte, welche nur den Hauptvorgang beschrieb. Der Verbrennungsrückstand besteht hauptsächlich aus Kaliumsulfat und Kaliumcarbonat, Kaliumhyposulfit, Kaliumsulfid u. s. w., und die Verbrennungsgase enthalten neben Stickstoff, Kohlendioxid und Kohlenoxid auch freien Wasserstoff und Schwefelwasserstoff, da die Holzkohle immer noch etwas Wasserstoff enthält. Die folgende Tabelle giebt die Zusammensetzung einiger Sorten von Militärpulver:

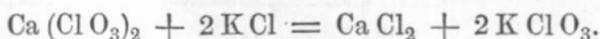
	Preussen	England u. Oester- reich	Frank- reich	China
Salpeter	75	75	75	75,7
Kohle	13,5	15	12,5	14,4
Schwefel	11,5	10	12,5	9,9
	100	100	100	100

Kaliumcarbonat, K_2CO_3 . Dieses Salz, welches unter dem Namen Pottasche bekannt ist, wird im Grossen in Russland und Amerika dargestellt. Holzasche wird mit Wasser ausgelaugt, die Lauge zur Trockne verdampft und der Rückstand als rohe Pottasche in den Handel gebracht; dieselbe enthält noch andere Salze, namentlich Kaliumchlorid und Kaliumsulfat; man stellt daraus die gereinigte Pottasche dar, indem man das Rohproduct mit wenig Wasser behandelt, wobei sich vorzugsweise das sehr lösliche Kaliumcarbonat löst und die Beimischungen zurückbleiben. Durch Eindampfen der klaren Lösung erhält man dann ein reineres Product. Die Landpflanzen enthalten Kaliumsalze organischer Säuren, namentlich sind die Blätter und kleineren Zweige reich daran; die Stämme und grösseren Aeste enthalten weniger. Beim Verbrennen werden die organischen Säuren zerstört und Kaliumcarbonat gebildet. Um dieses Salz vollkommen rein zu erhalten, verkohlt man reinen Weinstein (ein saures Kaliumsalz der Weinsäure), zieht die Masse mit Wasser aus und verdampft die filtrirte Lösung. Kaliumcarbonat ist ein weisses, krystallinisches Pulver, welches sehr löslich in Wasser ist und deshalb an feuchter Luft zerfliesst; die Lösung hat einen ätzenden Geschmack und reagirt stark alkalisch; dieselbe absorbt Kohlendioxid reichlich und beim Verdampfen erhält man Kaliumhydrocarbonat, $KHCO_3$, welches grosse Krystalle bildet, welche ziemlich löslich in Wasser sind und neutral reagiren; dieses Salz, gewöhnlich doppelt-kohlensaures Kali genannt, bildet sich zufolge der nachstehenden Gleichung:



Kaliumchlorid, KCl . Das Vorkommen und die Gewinnung dieses Salzes wurde schon oben erwähnt; dasselbe krystallisirt in Würfeln wie das Kochsalz und wird zur fabrikmässigen Darstellung anderer Kaliumverbindungen vielfach verwendet.

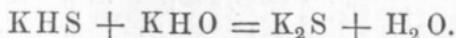
Kaliumchlorat, KClO_3 . Diese Verbindung, deren Bildung unter Chlorsäure beschrieben wurde, wird fabrikmässig auf die Art gewonnen, dass man Kalkmilch unter Erwärmen mit Chlor sättigt und das gebildete Calciumchlorat mit Kaliumchlorid zersetzt:



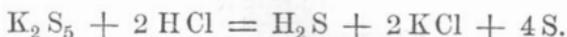
Beim Erkalten scheidet sich das schwer lösliche Kaliumchlorat in tafelförmigen Krystallen des monoklinischen Systems ab; dasselbe verpufft mit brennbaren Körpern noch heftiger als Salpeter; ein Gemisch von Kaliumchlorat und Schwefel detonirt heftig, wenn man mit dem Hammer darauf schlägt; das Salz findet deshalb vielfache Anwendung in der Feuerwerkerei und Darstellung von Zündhölzern und dergleichen Waaren, und wird in der Kattundruckerei als oxidirendes Mittel verwendet.

Kaliumjodid, KJ . Bereitet man durch Auflösen von Jod in Kalilauge und Glühen des trocknen Verdampfungsrückstandes. Es ist sehr löslich in Wasser und krystallisirt aus dieser Lösung in Würfeln, ist also isomorph mit Kaliumchlorid; es findet in der Photographie und als wichtiges Arzneimittel Verwendung.

Mit Schwefel bildet Kalium verschiedene Verbindungen, die am besten bekannten sind K_2S , K_2S_2 , K_2S_3 und K_2S_5 . Das Kaliummonosulfid erhält man durch Glühen von Kaliumsulfat mit Kohle. Durch Einleiten von Schwefelwasserstoff in Kalilauge bis zur Sättigung erhält man Kaliumhydrosulfid, KHS , eine Verbindung, welche in gelben Krystallen auftritt und mit Aetzkali sich zu Kaliummonosulfid und Wasser umsetzt:



Beide Verbindungen entwickeln mit Säuren Schwefelwasserstoff; dasselbe thun auch die Polysulfide unter Abscheidung von Schwefel, welcher sich dabei als äusserst feines, weissliches Pulver, Schwefelmilch genannt, abscheidet:



Kaliumsulfat, K_2SO_4 , ist ein Bestandtheil der Pflanzenaschen, besonders der Seepflanzen; es ist ziemlich schwer löslich in Wasser und bildet harte, rhombische Krystalle. Das Kaliumhydrosulfat, $KHSO_4$, wird als Nebenproduct bei Darstellung der Salpetersäure erhalten.

Kennzeichen der Kaliumverbindungen. Das beste Erkennungsmittel für dieselben ist die violette Färbung, welche dieselben der nicht leuchtenden Gasflamme mittheilen, wenn sie darin verflüchtigt werden; das Spectrum dieser Flamme (siehe Abschnitt Spectralanalyse) besteht nämlich aus zwei hellen Linien, eine im rothen, die andere im violetten Ende des Spectrums. Fast alle Kaliumsalze sind in Wasser löslich; die schwerer löslichen benutzt man, um die Verbindungen dieses Metalls aufzufinden und von anderen Körpern zu trennen.

Setzt man zu einer nicht zu verdünnten Lösung eines Kaliumsalzes Perchlorsäure oder ein lösliches Perchlorat, so bildet sich ein krystallinischer Niederschlag von Kaliumperchlorat; Weinsäure erzeugt einen ähnlichen Niederschlag, indem sich schwer löslicher Weinstein als krystallinisches Pulver ausscheidet. Kalium-Platinchlorid, $2KCl + PtCl_4$, fällt in kleinen, gelben, würfelförmigen Krystallen nieder, wenn man eine Lösung von Platinchlorid mit der eines Kaliumsalzes mischt; die Abscheidung erfolgt schneller auf Zusatz von Weingeist, in welchem diese Verbindung unlöslich ist.

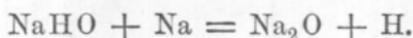
Natrium.

Atomgewicht 23 = Na.

Dieses Metall wurde von Sir Humphry Davy unmittelbar nach Auffindung des Kaliums entdeckt, durch Zersetzung von Aetznatron mit dem galvanischen Strom. Im Grossen wird dasselbe ähnlich wie Kalium durch Reduction von Natriumcarbonat mit Kohle dargestellt; da sich dabei keine explosive Verbindung bildet, so ist die Gewinnung viel leichter und ungefährlicher. Natrium ist ein silberweisses, bei gewöhnlicher Temperatur weiches Metall, welches das specifische Gewicht 0,97 hat, bei $95,6^{\circ}$ schmilzt und bei einer der Rothgluth nahe liegenden Temperatur sich als farbloser Dampf verflüchtigt.

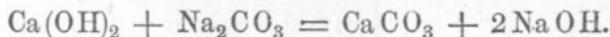
An der Luft oxidirt es sich rasch; auf Wasser geworfen schwimmt es umher und zersetzt dasselbe unter Bildung von Aetznatron und Freiwerden von Wasserstoff. Die Zersetzung ist weniger heftig als mit Kalium, und der Wasserstoff entzündet sich nur, wenn das Wasser warm ist, oder wenn man dasselbe mit Stärkekleister verdickt, wodurch die geschmolzene Metallkugel, auf einer Stelle festgehalten, sich stärker erhitzt. Das Natrium findet Anwendung zur Darstellung anderer Metalle, namentlich Magnesium und Aluminium, und als kräftiges Reductionsmittel im Laboratorium. Natriumverbindungen sind in der Natur sehr allgemein verbreitet; durch Spectralanalyse kann man die Gegenwart derselben in jedem Stäubchen nachweisen. Natrium ist ein Hauptbestandtheil der krystallinischen Gesteine. Mit Chlor verbunden bildet es das Kochsalz, welches in bedeutender Menge im Seewasser und in Steinsalzlageren auftritt.

Oxide des Natriums. Wenn Natrium bei gewöhnlicher Temperatur vollkommen trockner Luft ausgesetzt wird, so verwandelt es sich in ein weisses Pulver von Natriummonoxid, Na_2O , welches dem Kaliummonoxid sehr ähnlich ist und mit Wasser unter Erhitzung Natriumhydroxid, NaHO , bildet; dasselbe kann durch Erhitzen nicht wieder in Wasser und Natriumoxid zerlegt werden; erhitzt man es aber mit Natrium, so wird Wasserstoff frei, und es entsteht Natriummonoxid:



Natriumdioxid, Na_2O_2 , entsteht, wenn Natrium in trockenem Sauerstoff erhitzt wird, wobei es mit gelber Flamme verbrennt. Es ist ein gelbliches Pulver, dessen wässrige Lösung sich rasch in Sauerstoff und Natriumhydroxid zersetzt.

Natriumhydroxid oder Aetznatron, NaHO , wird im Grossen ähnlich wie Aetzkali gewonnen, indem man Natriumcarbonat in wässriger Lösung mit gelöschtem Kalk kocht:



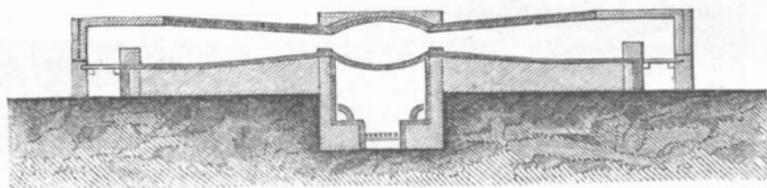
Durch Eindampfen der Lösung, der Natronlauge, und Schmelzen des trocknen Rückstandes erhält man das Aetznatron als weisse krystallinische Masse, welche an der Luft rasch Wasser und Kohlensäure anzieht. Es schmilzt unter Rothglühhitze und verflüchtigt sich erst bei höherer Temperatur als

Aetzkali, welchem es sonst sehr ähnlich ist. Das Aetznatron findet seine Hauptverwendung in der Seifensiederei.

Natriumchlorid, NaCl . Kochsalz ist die wichtigste Verbindung des Natriums und dient zur Darstellung von fast allen übrigen. In der Natur kommt es sehr verbreitet vor und findet sich als Steinsalz in mächtigen Lagern in Friedrichshall, Stassfurth, Hall in Tirol, Wieliczka in Galizien, Chesire in England, Spanien u. s. w. Das Seewasser enthält ungefähr 3 Procent Kochsalz; man gewinnt es daraus durch Abdampfen; ebenso aus Salzsoolen oder Quellen, welche aus Steinsalzlager kommen. Aus wässriger Lösung setzt es sich bei langsamem Verdampfen in Würfeln ab; das Steinsalz findet sich häufig in sehr reinen durchsichtigen Massen, welche sich leicht in der Richtung der Würfelflächen spalten lassen. 1 Theil Kochsalz löst sich bei gewöhnlicher Temperatur in 2,8 Theilen Wasser; kochendes Wasser nimmt nur wenig mehr auf.

Natriumcarbonat, Na_2CO_3 , wird fabrikmässig in sehr grossen Maassstabe dargestellt und in der Glasfabrikation, der Seifensiederei, zum Bleichen u. s. w. verbraucht. Früher gewann man dieses Salz aus der Asche von Seepflanzen, gerade wie noch jetzt die Pottasche aus der Asche von Landpflanzen erhalten wird; gegenwärtig stellt man es aus dem Kochsalz dar, welches durch eine Reihe von chemischen Vorgängen in Natriumcarbonat übergeführt wird. Das Kochsalz wird zuerst mit Schwefelsäure in einem Ofen erhitzt, wodurch es in Natriumsulfat oder Glaubersalz verwandelt wird. Fig. 54 giebt den Durchschnitt und Fig. 55 (a. f. S.) die Aussenseite eines solchen

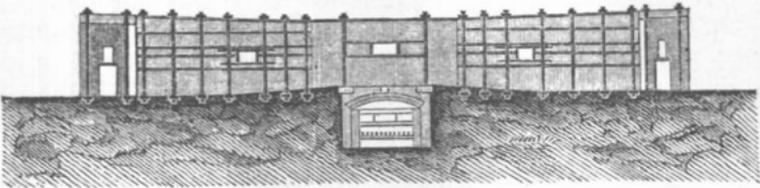
Fig. 54.



Ofens, wie er in den grössten englischen Fabriken in Gebrauch ist. In der Mitte über der Feuerung befindet sich eine grosse bedeckte, eiserne Pfanne; an dieselbe schliesst sich an jeder Seite ein Röstofen an. Das Kochsalz wird zuerst in die Pfanne gebracht, die erforderliche Menge Schwefelsäure hinzugesetzt

und erhitzt; die entweichende Salzsäure geht mit den Verbrennungsgasen in einen Rauchfang, welcher dieselben in hohe

Fig. 55.



gemauerte thurmähnliche Cylinder leitet, die mit Coaks oder Ziegelsteinen gefüllt sind, über welche Wasser läuft, das die Salzsäure absorbiert, während Rauch und Gase durch einen hohen Schornstein abgeleitet werden. Sobald die Masse in der Pfanne fest wird, bringt man dieselbe in die Rostöfen, durch welche die Flamme schlägt und wo die Zersetzung zu Ende geführt wird. Das Sulfat wird sodann herausgescharrt, mit seinem gleichen Gewichte Kalkstein und dreiviertel Steinkohle gemischt in dem Sodaofen (56 und 57) zum Schmelzen erhitzt.

Fig. 56.

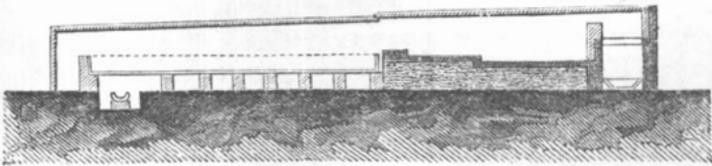
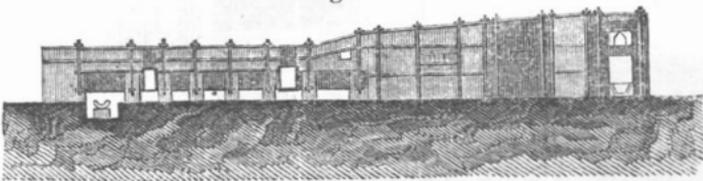
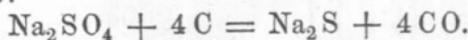


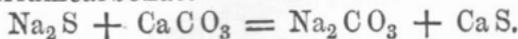
Fig. 57.



Die geschmolzene dunkle Masse wird rohe Soda genannt. Die chemischen Veränderungen, welche im Sodaofen vor sich gehen, bestehen darin, dass zuerst die Kohle das Sulfat zu Natriumsulfid reducirt:



Mit Calciumcarbonat erhitzt, verwandelt sich das Natriumsulfid in Natriumcarbonat:



Die rohe Soda wird ausgelaugt, wobei Natriumcarbonat in Lösung geht und unlösliches Calciumsulfid, überschüssiger Kalk, Kohle und Asche zurückbleiben; die Lauge wird sodann eingedampft; zum Erwärmen derselben benutzt man die erhitzte Luft des Sodaofens, welche sonst nutzlos entweichen würde, indem man sie über die Bleipfanne leitet, welche die Sodalösung enthält (Fig. 56). Wenn die Lösung eine gewisse Concentration erreicht hat, fängt das Natriumcarbonat an sich auszuscheiden; es wird herausgeschöpft, trocknen lassen und nochmals im Ofen erhitzt und kommt als calcinirte Soda in den Handel. Dieselbe enthält je nach Reinheit 82 bis 95 Procent Na_2CO_3 , dabei etwas Aetznatron und einige Procente Natriumsulfid, Glaubersalz und Kochsalz. In Grossbritannien werden jährlich über 200,000 Tonnen (à 1056 Kilogramme) Kochsalz in den Sodafabriken verbraucht, welche eine etwa gleiche Menge calcinirter Soda fabriciren.

Löst man Soda in warmem Wasser bis zur Sättigung auf, so scheiden sich beim Erkalten grosse durchsichtige Krystalle aus, welche die Formel $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 10\text{H}_2\text{O}$ haben und unter dem Namen krystallisirte Soda bekannt sind. Natriumcarbonat kommt auch in der Natur vor, als Auswitterung des Bodens, in Ungarn und in den Natronseen in Aegypten.

Natriumhydrocarbonat, NaHCO_3 , wird erhalten, wenn man über krystallisirte Soda einen Strom von Kohlendioxid leitet. Es ist ein weisses krystallinisches Pulver, welches sich beim Erhitzen in Natriumcarbonat, Wasser und Kohlendioxid zersetzt. Es findet unter dem Namen doppelt-kohlensaures Natron vielfache Verwendung in der Medicin und zur Bereitung moussirender Getränke.

Natrium-Kaliumcarbonat, $\text{KNaCO}_3 + 6\text{H}_2\text{O}$, scheidet sich aus einer Lösung, die gleiche Molecüle der zwei Carbonate enthält, in grossen monoklinen Krystallen aus.

Natriumnitrat, NaNO_3 , findet sich, ein mächtiges Lager bildend, in Süd-Peru und wird in grosser Menge unter dem Namen Chilisalpeter in Europa eingeführt. Man verwendet dasselbe als Düngemittel und zur Darstellung von Salpetersäure und Kalisalpeter. Zum letzteren Zweck mischt man eine concentrirte heisse Lösung mit einer heiss gesättigten von Kaliumchlorid; beim Erkalten krystallisirt Kaliumnitrat aus und Kochsalz bleibt in Lösung.

Natriumsulfat, Na_2SO_4 , kommt im Handel unter dem Namen Glaubersalz in grossen wasserhaltigen Krystallen vor, $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 10\text{H}_2\text{O}$, die der Luft ausgesetzt verwittern, d. h. unter Abgabe von Wasser in ein weisses Pulver zerfallen. Natriumsulfat findet sich in vielen Mineralquellen, im Meerwasser und in Salzsoolen. Das krystallisirte Salz wird als Arzneimittel verwendet; das wasserfreie, wie es beim Sodaprocess gewonnen wird, benutzt man in der Glasfabrikation.

Die Natriumsalze der unterschwefligen Säure und die der Phosphorsäure wurden schon früher erwähnt.

Natriumborat. Die Borsäure bildet mit Natrium verschiedene Salze; das wichtigste derselben ist der Borax, welcher früher unter dem Namen Tinkal aus Tibet, wo er als Mineral vorkommt nach Europa gebracht wurde. Man stellt jetzt den Borax aus Borsäure und Soda dar; er krystallisirt in wasserhaltigen Krystallen, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 10\text{H}_2\text{O}$. Die Krystalle schmelzen beim Erhitzen unter starkem Aufblähen und geben in der Glühhitze eine glasartige Masse von geschmolzenem Borax, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, welcher zu Löthrohrversuchen, beim Löthen der Metalle und als Flussmittel bei Schmelzoperationen verwendet wird, indem das Salz wie das Bortrioxid die Eigenschaft hat, viele Metalloxide beim Schmelzen aufzulösen.

Natriumsilicat. Durch Zusammenschmelzen von Soda mit Kieselerde (Sand) erhält man eine glasartige Masse, welche in Wasser sich beim Kochen löst. Diese Lösung findet unter dem Namen Wasserglas Verwendung, um Holz, Leinwand u. s. w. unverbrennlich zu machen und gegen die Einflüsse des Wetters zu schützen.

Kennzeichen der Natriumverbindungen. Alle Natriumsalze sind in Wasser leicht löslich, mit Ausnahme des der Antimonsäure, welches nur sehr wenig löslich ist. Die Gegenwart einer Natriumverbindung weist man dadurch nach, dass man dieselbe in der farblosen Gasflamme erhitzt, welche sich dabei intensiv gelb färbt und deren Spectrum aus einer einzigen hellen gelben Linie besteht.

Cäsium und Rubidium.

Diese zwei Metalle, welche mittelst der Spectralanalyse 1860 von Bunsen und Kirchhoff entdeckt wurden, haben in allen ihren Verbindungen eine so grosse Aehnlichkeit mit denen des Kaliums, dass sie früher gar nicht davon unterschieden worden sind. Dieselben sind in der Natur ziemlich verbreitet, aber immer nur in höchst geringer Menge vorhanden. Zuerst wurden sie in der Mutterlauge der Dürkheimer Saline aufgefunden, später aber in vielen anderen Quellen, in mehreren Mineralien, wie in Lepidolit und Petalit und in Pflanzenaschen u. s. w. nachgewiesen. Ihre Verbindungen kommen immer mit Kaliumverbindungen zusammen vor; zur Trennung benutzt man ihre Platindoppeltchloride; kocht man ein Gemenge derselben mit Wasser aus, so löst sich vorzugsweise das Kaliumsalz. Durch Zersetzung der geschmolzenen Chloride mit dem galvanischen Strom lassen sich die Metalle isoliren. Rubidium kann auch auf dieselbe Weise wie Kalium dargestellt werden; es ist demselben äusserst ähnlich, hat das specifische Gewicht 1,52 und giebt einen grünblauen Dampf.

L i t h i u m.

Atomgewicht 7 = Li.

Lithiumverbindungen finden sich allgemein verbreitet, aber immer nur in sehr geringer Menge, gewöhnlich zusammen mit anderen Metallen der Alkalien. Einige Silicate, namentlich gewisse Arten von Glimmer, wie Lepidolit, enthalten Lithium in etwas grösserer Menge; auch in Quellwassern hat man dasselbe aufgefunden; namentlich ist eine Quelle in Cornwallis reich daran.

Durch Elektrolyse des Lithiumchlorids erhält man das Metall, welches silberweiss ist, bei 180° schmilzt, das specif. Gewicht 0,59 hat und demnach das leichteste der Metalle ist. Das Lithium bildet das Verbindungsglied der Metalle der Alkalien und der alkalischen Erden, indem das Carbonat und das Phosphat in Wasser schwer lösliche Salze sind. Alle Lithiumverbindungen färben die Flamme prachtvoll carminroth; das Spectrum derselben besteht aus einer glänzend rothen Linie.

Ammoniumverbindungen.

Ammoniak verbindet sich direct mit allen Säuren und bildet eine Reihe von Salzen, welche eine grosse Aehnlichkeit mit den entsprechenden Kaliumverbindungen zeigen und mit denselben isomorph sind. Man nimmt in denselben eine Atomgruppe Ammonium, NH_4 an, welche die Rolle eines zusammengesetzten Radicals spielt und sich wie ein Metall verhält. Bringt man Natriumamalgam in eine Auflösung von Ammoniumchlorid, so entsteht Natriumchlorid und das frei werdende Ammonium vereinigt sich mit dem Quecksilber zu einer leichten schwammigen, metallglänzenden Masse, welche auf Wasser schwimmt. Dieselbe zerfällt nach kurzer Zeit wieder in Quecksilber, Wasserstoff und Ammoniak.

Ammoniumchlorid oder Salmiak, NH_4Cl , wird im Grossen dargestellt durch Sättigen des Ammoniakwassers der Gasfabriken mit Salzsäure, Eindampfen der Lösung und Sublimation des Rückstandes, um theerartige Körper zu entfernen. Der sublimirte Salmiak bildet faserige Massen; aus wässriger Lösung krystallisirt er in kleinen, undeutlichen Krystallen des regulären Systems. Beim Erhitzen verflüchtigt er sich, ohne vorher zu schmelzen.

Ammoniumcarbonat. Bringt man Kohlendioxid mit Ammoniakgas zusammen, so bildet sich eine feste weisse Masse, welche Ammoniumcarbonat, $\text{CO} \left\{ \begin{array}{l} \text{NH}_2 \\ \text{ONH}_4 \end{array} \right.$, genannt wird. Wird diese Verbindung erhitzt, so verflüchtigt sie sich bei 60° und zerfällt dabei in Kohlendioxid und Ammoniak, welche sich beim Erkalten wieder verbinden. Das im Handel vorkommende kohlen-saure Ammoniak, welches durch Sublimation von Salmiak mit Kreide gewonnen wird, ist eine Verbindung von Ammoniumcarbonat mit Ammoniumhydrocarbonat $\text{CO} \left\{ \begin{array}{l} \text{NH}_2 \\ \text{ONH}_4 \end{array} \right. + \text{CO} \left\{ \begin{array}{l} \text{OH} \\ \text{ONH}_4 \end{array} \right.$. Es ist eine durchscheinende, farblose Masse, welche nach Ammoniak riecht und sich leicht verflüchtigt. Der Luft ausgesetzt, verliert es Ammoniumcarbonat und verwandelt sich in ein weisses Pulver von Ammoniumhydrocarbonat. Löst man das käufliche Salz in erwärmter Ammoniakflüssigkeit, so scheidet sich beim Erkalten das Normale

Carbonat, $\text{CO} \begin{Bmatrix} \text{ONH}_4 \\ \text{ONH}_4 \end{Bmatrix}$, in flachen Prismen aus; es ist ein unbeständiger Körper, welcher bei 58° in Wasser, Kohlendioxid und Ammoniak zerfällt. Ammoniumhydrocarbonat, $\text{CO} \begin{Bmatrix} \text{OH} \\ \text{ONH}_4 \end{Bmatrix}$, ist isomorph mit dem entsprechenden Kaliumsalz und findet sich manchmal im Guano und in Reinigungsapparaten von Gasfabriken.

Ammoniumnitrit, NH_4NO_2 , erhält man durch Doppelzersetzung von Ammoniumchlorid und Silbernitrit. Lässt man die Lösung bei gewöhnlicher Temperatur im luftverdünnten Raume verdunsten, so bleibt das Salz als undeutlich krystallinische Masse zurück. Beim Erhitzen für sich oder in wässriger Lösung zerfällt es in Stickstoff und Wasser.

Ammoniumnitrat, NH_4NO_3 . Durch Neutralisation von Ammoniak mit Salpetersäure erhalten, krystallisirt in langen, biegsamen Nadeln. Es ist in Wasser sehr leicht löslich. Beim Erhitzen schmilzt es erst und zersetzt sich über 230° in Wasser und Stickstoffmonoxid.

Ammoniumphosphate. Das normale Salz $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ entsteht, wenn man Phosphorsäure und Ammoniak in concentrirter Lösung zusammenbringt und scheidet sich krystallinisch ab. Beim Trocknen verliert es Ammoniak und geht in $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ über, das in langen, durchsichtigen, monoklinen Krystallen auftritt. Kocht man seine Lösung, so krystallisirt beim Erkalten $(\text{NH}_4)_2\text{H}_2\text{PO}_4$ in quadratischen Säulen aus.

Alle drei Salze lassen beim Glühen einen Rückstand von Metaphosphorsäure.

Ammonium-Natriumphosphat, $(\text{NH}_4)\text{NaHPO}_4$, gewöhnlich Phosphorsalz genannt, wird bei Löthrohrreactionen benutzt, da es beim Glühen in glasartiges Natriummetaphosphat übergeht, das viele Metallverbindungen mit charakteristischen Färbungen beim Zusammenschmelzen auflöst.

Ammoniumsulfat, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, wird im Grossen dargestellt aus Gaswasser und Schwefelsäure. Es ist isomorph mit Kaliumsulfat und wird in der Alaunfabrikation und als Dünger verwendet. Es kommt auch als Mineral vor unter dem Namen Mascagnin.

Ammoniumsulfid, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Bringt man trocknen Schwefelwasserstoff mit überschüssigem Ammoniakgas bei -18° zu-

sammen, so scheidet sich diese Verbindung in farblosen Krystallen ab. Bei gewöhnlicher Temperatur verliert es Ammoniak und verwandelt sich in Ammoniumhydrosulfid, $(\text{NH}_4)\text{HS}$, das farblose Krystalle bildet, sich schon bei gewöhnlicher Temperatur verflüchtigt und über 50° in Ammoniak und Schwefelwasserstoff zerfällt. Eine wässrige Lösung dieser Verbindung wird im Laboratorium häufig als Reagens und Trennungsmittel verwendet. Man stellt dieselbe dar, indem man Schwefelwasserstoff bis zur Sättigung in Ammoniakflüssigkeit leitet. Die farblose Lösung, welche unangenehm nach Schwefelwasserstoff und Ammoniak riecht, färbt sich bei Luftzutritt nach und nach gelb, indem sich Polysulfide des Ammoniums und Wasser bilden.

Hydroxylamin, $\text{N} \begin{cases} \text{OH} \\ \text{H} \\ \text{H} \end{cases}$. Diese basische Verbindung,

welche als Ammoniak anzusehen ist, in dem ein Atom Wasserstoff durch Hydroxyl ersetzt ist, bildet sich durch Einwirkung von Wasserstoff im Entstehungszustande auf Salpetersäure, salpetrige Säure und Stickoxid. Zu ihrer Darstellung bringt man Ammoniumnitrat unter Abkühlen mit Zinn und Salzsäure zusammen oder leitet Stickoxid durch ein Gemisch der zwei letzten Körper. Das Hydroxylamin ist nur in wässriger Lösung bekannt; man erhält diese, indem man das schwefelsaure Salz mit Barytwasser zersetzt. Beim Kochen derselben verflüchtigt sich ein Theil der Base mit den Wasserdämpfen; der grösste Theil aber zersetzt sich unter Bildung von Stickstoff, Wasser und Ammoniak. Mit den Säuren bildet das Hydroxylamin Salze, die zum Theil schön krystallisiren.

Das Nitrat, $\text{NH}_3(\text{OH})\text{NO}_3$, ist eine dicke Flüssigkeit, die beim Erhitzen in Wasser und Stickoxid zerfällt. Das Sulfat, $(\text{NH}_3\text{OH})_2\text{SO}_4$, bildet grosse durchsichtige Krystalle.

Metalle der alkalischen Erden.

Calcium. Strontium. Baryum.

C a l c i u m.

Atomgewicht 40 = Ca.

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

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

Der Kalk ist eine spröde, weisse, unschmelzbare Substanz, welche sich mit Wasser unter heftiger Erhitzung vereinigt und dabei zu einem weissen Pulver zerfällt, welches aus Calciumhydroxid, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, oder gelöschtem Kalk besteht; dasselbe löst sich in 730 Theilen kaltem, aber nur in 1300 Theilen kochendem Wasser; die Lösung, Kalkwasser genannt, reagirt alkalisch. Der gelöschte Kalk zerfällt beim Glühen wieder in Kalk und Wasser; er nimmt mit grosser Begierde Kohlendioxid aus der Luft auf, und auf dieser Eigenschaft beruht theilweise das Festwerden des Mörtels und der Cemente; da dieselben Sand enthalten, so entsteht auch mit der Zeit Calciumsilicat, welches die Festigkeit des Mörtels erhöht. Hydraulische Mörtel erhält man durch gelindes Brennen von thon- und kieselhaltigem Kalkstein; man benutzt dieselben zu Bauten unter Wasser, indem sie mit Wasser in Berührung erhärten durch Bildung von Calcium- und Aluminiumsilicaten. Der Kalk wird im Ackerbau zur Verbesserung des Bodens häufig verwendet; seine Wirkung beruht darauf, dass er in schwerem Thonboden

die Silicate zersetzt und Kaliumverbindungen in löslicher Form frei macht, welche dann leicht von den Pflanzen aufgenommen werden können; ausserdem wirkt derselbe zerstörend auf organische Stoffe und bewirkt daher schnellere Verwesung von Wurzeltheilen und anderen Pflanzenüberresten, wenn solche in zu grosser Menge im Boden enthalten sind.

Calciumcarbonat (kohlensaurer Kalk), CaCO_3 , tritt in mächtigen Massen, ganze Gebirgsketten bildend, als Kalkstein, Marmor, Kreide u. s. w. auf; mit Magnesiumcarbonat verbunden bildet er die Felsart Dolomit. Viele dieser mächtigen Ablagerungen, wie z. B. die Kreide, bestehen aus Ueberresten winziger Seethiere. Der unorganische Bestandtheil der Eierschalen und Muscheln sowie der Korallen, welche im Stillen Ocean ganze Inselgruppen aufgebaut haben, ist vorzugsweise Calciumcarbonat. In Rhomboëdern krystallisirt bildet es den Kalkspath, Fig. 58; es tritt aber auch als Arragonit in rhombischen Krystallen, Fig. 59, auf und ist also dimorph. In

Fig. 58.

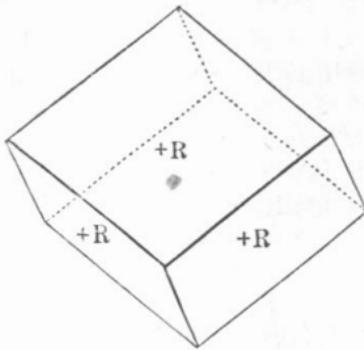
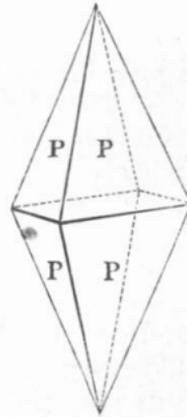


Fig. 59.



reinem Wasser ist das Calciumcarbonat fast unlöslich, kohlen-säurehaltiges löst es aber auf, und alles aus kalkhaltigem Boden kommende Wasser enthält das Carbonat in dieser Form; der Luft ausgesetzt, entweicht die Kohlensäure und Calciumcarbonat wird niedergeschlagen; hierauf beruht die Bildung von Tropfstein in vielen Höhlen; dasselbe findet beim Kochen statt, wobei sich das Carbonat als feste krystallinische Kruste an den Wänden des Gefässes ausscheidet und den sogenannten Kesselstein bildet, dessen Auftreten man verhindern oder doch ver-

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

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

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

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

Chlorkalk, $\text{Ca} \begin{Bmatrix} \text{Cl} \\ \text{O} \text{Cl} \end{Bmatrix}$, oder $\text{Ca} \begin{Bmatrix} \text{O} \text{Cl} \\ \text{O} \text{Cl} \end{Bmatrix} + \text{CaCl}_2$. Diese Verbindung wird im Grossen gewonnen, indem man Chlor langsam über dünne Schichten von feuchtem gelöschten Kalk streichen lässt. Das Chlor wird entweder durch Erhitzen von

Salzsäure mit Braunstein gewonnen oder indem man ein Gemisch von Chlorwasserstoff und Luft über auf 400° erhitzte poröse Thonkugeln leitet, die mit Kupfervitriol getränkt sind. Bei dieser eigenthümlichen Reaction wird das Kupfersalz nicht verändert, aber die Salzsäure vollständig zerlegt unter Bildung von Wasser und Chlor. Chlorkalk bildet ein weisses, schwach nach Chlor riechendes Pulver. Versetzt man eine klare Auflösung desselben mit einer geringen Menge von Kobaltoxid und erhitzt, so tritt eine regelmässige Entwicklung von Sauerstoff ein, und es entsteht Calciumchlorid; dieselbe Wirkung wie Kobaltoxid haben andere Oxide, wie die des Eisens, Mangans, Kupfers u. s. w. Dieselbe beruht darauf, dass sich unter Sauerstoffaufnahme höhere Oxide bilden, welche aber in der Wärme sehr unbeständig sind und wieder in Sauerstoff und das niedere Oxid zerfallen, welches dem Hypochlorit wieder Sauerstoff entzieht u. s. w. Die Oxide dienen also gewissermaassen als Sauerstoffträger, und wahrscheinlich beruht ihre Wirkung bei der Sauerstoffdarstellung aus Kaliumchlorat auf derselben Ursache.

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

Die Phosphate des Calciums wurden schon unter Phosphor erwähnt. Ein bekanntes, schön krystallisirtes Mineral ist der Apatit, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{Ca}_2\left\{\begin{matrix} \text{PO}_4 \\ \text{F} \end{matrix}\right\}^4$; derselbe kommt unter dem Namen Phosphorit als derbes Gestein in Estremadura in Spanien in beträchtlichen Massen vor und wird wie andere natürlich vorkommende Phosphate als Düngemittel verwendet, um dem Boden die für die Pflanzen nothwendige Phosphorsäure zuzuführen.

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

S t r o n t i u m.

Atomgewicht 87,5 = Sr.

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

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

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

B a r y u m.

Atomgewicht 137 = Ba.

Das Baryum findet sich in der Natur wie das Strontium als Sulfat oder Schwerspath und als Carbonat oder Witherit; das reine Metall ist noch wenig bekannt, es wird auf ähnliche Weise erhalten, wie die vorhergehenden Metalle, mit denen es grosse Aehnlichkeit in seinen Eigenschaften zeigt.

Baryummonoxid oder Baryt, BaO , wird wie der Strontian durch Glühen von Baryumnitrat erhalten und bildet eine poröse, grauweisse Masse, die sich mit Wasser unter starker Wärmeentwicklung verbindet und Baryumhydroxid, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, bildet, ein weisses Pulver, das in der Glühhitze ohne Wasserverlust schmilzt. Dasselbe löst sich in kochendem Wasser leicht auf und krystallisirt aus der kalten Lösung in grossen Krystallen, welche Wasser enthalten, $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 8\text{H}_2\text{O}$; die Lösung ist ätzend und stark alkalisch.

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

Baryumchlorid, $\text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, ist das wichtigste Baryumsalz und wird durch Auflösen von Witherit in Salzsäure und Krystallisiren der Lösung erhalten; es wird häufig im Laboratorium als Fällungsmittel für Sulfate gebraucht. Baryumsulfat, BaSO_4 , das als Mineral den Namen Schwerspath führt, welcher das specifische Gewicht 4,6 hat (*βαρὺς*, schwer), ist eines der unlöslichsten Salze und fällt augenblicklich als weisses Pulver nieder, wenn man Schwefelsäure oder ein lösliches Sulfat zu der Lösung eines Baryumsalzes setzt. Dieser Niederschlag wird im Grossen dargestellt und unter dem Namen Permanentweiss als Anstrichfarbe benutzt. Der zu feinem Pulver gemahlene Schwerspath wird mit Bleiweiss gemischt, um die geringeren Sorten des letzteren darzustellen.

Baryumnitrat, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, krystallisirt in regulären Octaëdern und wird wie das Chlorid verwendet. Baryumsulfid, BaS , erhält man, wenn Schwerspath mit Kohle innig gemischt heftig geglüht wird; dasselbe ist in Wasser löslich, zersetzt sich aber dabei in Baryumhydroxid und Baryumhydrosulfid.



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

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

Metalle der Zinkgruppe.

Beryllium.	Zink.
Magnesium.	Cadmium.

Beryllium.

Atomgewicht 9,3 = Be.

Dieses Metall findet sich in einigen Mineralien, namentlich dem Beryll, $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{BeO} \cdot 3\text{SiO}_2$; eine Abart des Berylls ist der Smaragd, welcher seine schön grüne Farbe einer kleinen Menge Chromoxid verdankt. Die Berylliumsalze zeichnen sich durch ihren süssen Geschmack aus.

Magnesium.

Atomgewicht 24 = Mg.

Das Magnesium ist ein Bestandtheil vieler Silicate und anderer Mineralien; der in mächtigen Schichten auftretende Dolomit besteht aus Calcium- und Magnesium-Carbonat; das Seewasser und einige Quellen, die sogenannten Bitterwasser, enthalten das Sulfat und Chlorid in Lösung. Das Metall wird im Grossen dargestellt durch Erhitzen von Magnesiumchlorid

mit Natrium; es ist silberweiss, zähe, hat das spezifische Gewicht 1,74, schmilzt bei dunkler Rothglühhitze; bei heller Rothgluth kocht es und kann leicht destillirt werden. Es lässt sich in der Wärme zu Draht pressen und kann wie Messing in Formen gegossen werden. An der Luft erhitzt verbrennt es mit blendend weissem Lichte zu Magnesia, MgO ; das Magnesiumlicht wird statt des Sonnenlichtes in der Photographie benutzt, indem dasselbe sehr reich an chemisch wirksamen Lichtstrahlen ist. Durch Anwendung derselben ist es gelungen, Photographien vom Innern der Pyramiden, von Höhlen, Bergwerken u. s. w. zu erhalten.

Das Magnesium bleibt an trockner Luft unverändert; kaltes Wasser wirkt nur langsam darauf ein; mit warmem Wasser entwickelt es langsam Wasserstoff; von Salzsäure und Schwefelsäure wird es rasch gelöst.

Magnesiumoxid oder Magnesia, MgO , ist weisses amorphes, unschmelzbares Pulver, welches man durch Erhitzen des Carbonats dargestellt, und welches unter dem Namen gebrannte Magnesia als Arzneimittel benutzt wird; dieselbe ist sehr schwer löslich in Wasser; die Lösung reagirt schwach alkalisch. Setzt man zu der Lösung eines Magnesiumsalzes Kalilauge, so bildet sich ein weisser Niederschlag von Magnesiumhydroxid, $Mg(OH)_2$, welches beim Erhitzen Wasser abgibt und sich in Magnesia verwandelt.

Magnesiumchlorid, $MgCl_2$, erhält man durch Auflösen des Oxides oder Carbonates in Salzsäure; verdampft man die Lösung an der Luft, so tritt Zersetzung ein, Salzsäure entweicht und Magnesia bleibt zurück; setzt man aber Salmiak zu der Lösung, so erhält man ein Doppelsalz, welches ohne Zersetzung zu erleiden eingetrocknet werden kann; erhitzt man den trocknen Rückstand zum Glühen, so entweichen Salmiakdämpfe und das Magnesiumchlorid bleibt als geschmolzene Masse zurück; dieselbe ist nach dem Erkalten weiss, krystallinisch, zieht aus der Luft Feuchtigkeit mit grosser Begierde an und zerfliesst.

Magnesiumsulfat krystallisirt in wasserhaltigen rhombischen Krystallen, $MgSO_4 + 7H_2O$, welche unter dem Namen Bittersalz bekannt sind. Das Bittersalz kommt in verschiedenen Mineralwässern, d. s. Bitterwässern, vor und wird im Grossen durch Auflösen von Dolomit oder Magnesit in verdünnt-

ter Schwefelsäure dargestellt; es bildet mit den Sulfaten der Alkalimetalle Doppelsalze, in welchen die letzteren 1 Molecül des Krystallwassers ersetzen; so ist die Formel des Kaliumsalzes $MgSO_4 + K_2SO_4 + 6H_2O$. Kieserit, $MgSO_4 + H_2O$, findet sich in beträchtlicher Menge als Mineral in Stassfurt und zeichnet sich von dem Bittersalz durch seine Schwerlöslichkeit in kaltem Wasser aus.

Magnesiumcarbonat, $MgCO_3$, findet sich als Magnesit, welcher mit dem Kalkspath isomorph ist. Die als Arzneimittel angewandte kohlen saure Magnesia ist ein basisches Magnesiumcarbonat; man erhält dieselbe unter Entweichung von Kohlendioxid als weissen Niederschlag durch Vermischen warmer Lösungen von Bittersalz und Soda.

Die Magnesiumsalze haben in vielen Beziehungen grosse Aehnlichkeit mit denen der Erdalkalimetalle, unterscheiden sich aber von denselben durch das leicht lösliche Sulfat und dadurch, dass das Carbonat sich in einer Lösung von Salmiak auflöst. Setzt man zu einem Magnesiumsalze Salmiak, Natriumphosphat und Ammoniak, so erhält man einen krystallinischen Niederschlag von $MgNH_4PO_4 + 6H_2O$. Diese Verbindung ist eine der schwer löslichsten Salze des Magnesiums, sie tritt zuweilen im thierischen Körper auf und giebt Veranlassung zur Bildung von Harnsteinen.

Zink.

Atomgewicht 65,2 = Zn.

Dieses wichtige Metall findet sich als Sulfid (Zinkblende), als Carbonat (Galmei) und Oxid (Rothzinkerz) und lässt sich aus seinen Erzen leicht abscheiden; dieselben werden durch Rösten an der Luft in Zinkoxid verwandelt, welches durch Erhitzen mit Kohle zu Metall reducirt wird, wodurch es sich vom Magnesium unterscheidet, mit dem es sonst grosse Aehnlichkeit hat. Die Reduction des gerösteten Erzes wird in Retorten vorgenommen, Kohlenoxid entweicht, das reducirte Metall verflüchtigt sich und wird in Vorlagen aufgesammelt. Ein Theil des Metalls scheidet sich dabei mit Zinkoxid gemischt als feines Pulver ab. Dieser Zinkstaub wird als graue Anstrichfarbe benutzt; der Chemiker gebraucht ihn als kräftiges Reducionsmittel.

Das Zink hat eine bläulich weisse Farbe, einen krystalli-

nischen Bruch, ist bei gewöhnlicher Temperatur spröde; aber gegen 130° erhitzt wird es geschmeidig und lässt sich hämmern und walzen, über 200° wird es wieder spröde und lässt sich in einem Mörser zu Pulver zerstoßen. Das specifische Gewicht des Zinks ist ungefähr 7; es schmilzt bei 423° und verflüchtigt sich bei starker Rothglühhitze; der Dampf entzündet sich an der Luft und verbrennt mit hell leuchtender, grünlicher Flamme zu Zinkoxid. Von feuchter wie trockner Luft wird Zink wenig angegriffen und nur oberflächlich oxidirt und findet daher in Form von Blech vielfache Anwendung; man benutzt es ferner, um Eisenblech mit einer schützenden Decke zu versehen; solch verzinktes Eisen wird galvanisirt genannt. Zink löst sich in verdünnten Säuren leicht unter Wasserstoffentwicklung auf; es bildet einen Bestandtheil mehrerer wichtigen Legirungen, wie Messing und Neusilber.

Zinkoxid, ZnO , ist das einzige Oxid dieses Metalles. Man erhält es durch Verbrennen des Metalls an der Luft als ein weisses amorphes Pulver, welches beim Erhitzen gelblich wird, beim Erkalten aber wieder die ursprüngliche Farbe annimmt. Aus der Lösung eines Zinksalzes fallen die ätzenden Alkalien Zinkhydroxid, $Zn(OH)_2$ als weisses Pulver, welches beim Erhitzen in Wasser und Zinkoxid zerfällt. Das Zinkoxid wird unter dem Namen Zinkweiss als Anstrichfarbe verwendet.

Das Zinksulfat, $ZnSO_4 + 7H_2O$, ist isomorph mit Bittersalz und unter dem Namen Zinkvitriol bekannt; es bildet eine Reihe von Doppelsalzen mit den Sulfaten der Alkalimetalle, ähnlich wie Magnesiumsulfat.

Zinkcarbonat, $ZnCO_3$, kommt als eines der wichtigsten Zinkerze unter dem Namen Galmei vor; fällt man eine Lösung eines Zinksalzes mit einer Lösung von Natriumcarbonat, so entweicht Kohlendioxid und man erhält einen weissen Niederschlag, welcher ein basisches Carbonat ist.

Zinkchlorid, $ZnCl_2$, bildet sich beim Verbrennen von Zink in Chlorgas als weisse Masse, welche bei Rothglühhitze flüchtig ist, sich in Wasser sehr leicht löst und an der Luft zerfließt; dieselbe Verbindung erhält man durch Auflösen von Zink in Salzsäure und Verdampfen der Lösung.

Zinksulfid findet sich krystallisirt als Mineral, welches Zinkblende genannt wird; dasselbe hat gewöhnlich eine dunkle

Farbe, welche von Beimengungen wie Eisenoxid u. s. w. herührt; das reine Zinksulfid ist weiss; man erhält dasselbe, wenn man zu der Lösung eines Zinksalzes Schwefelammonium setzt, als weissen Niederschlag, welcher unlöslich in Essigsäure ist, sich aber in Mineralsäuren unter Entwicklung von Schwefelwasserstoff leicht löst. Diese Eigenschaften benutzt man, um die Gegenwart von Zinksalzen nachzuweisen; dieselben zeichnen sich ferner dadurch aus, dass das daraus mit einem Alkali gefällte Hydroxid sich im Ueberschuss des Fällungsmittels wieder auflöst. Erhitzt man eine Zinkverbindung, mit einer Lösung von Kobaltnitrat befeuchtet, auf Holzkohle vor dem Löthrohr, so färbt sie sich schön grün.

Diese Verbindung wird unter dem Namen Riemann'sches Grün als Malerfarbe benutzt und dargestellt durch Glühen eines innigen Gemisches von Kobaltnitrat und Zinknitrat.

C a d m i u m .

Atomgewicht 112 = Cd. — Volumgewicht 56.

Das Cadmium ist in geringer Menge in den meisten Zink-erzen enthalten. Bei der Gewinnung von Zink destillirt es zu-erst, da es flüchtiger ist. Es ist ein weisses, zähes Metall, welches das specifische Gewicht 8,6 hat, bei 315° schmilzt und beinahe so flüchtig wie Quecksilber ist; bei stärkerm Erhitzen unter Luftzutritt verbrennt es mit glänzender Flamme. Cadmiumamalgam wird zum Plombiren von hohlen Zähnen benutzt; frisch bereitet ist es weich und knetbar, aber erhärtet nach einiger Zeit.

Cadmiumoxid, CdO , wird durch Verbrennung des Metalles oder Erhitzen des Carbonats als braunes Pulver erhalten; in blauschwarzen, mikroskopischen, regelmässigen Octaëdern erhält man es, wenn man das Nitrat zum Glühen erhitzt.

Cadmiumjodid, CdJ_2 , krystallisirt in breiten, perlgänzenden Nadeln und wird in der Photographie benutzt.

Cadmiumsulfat, $\text{CdSO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$, bildet grosse, durchsichtige, monoklinische Krystalle und vereinigt sich mit den Sulfaten der Alkalimetalle zu Doppelsalzen, deren Zusammensetzung denen des Magnesiums und Zinks entspricht.

Cadmiumsulfid, CdS , ist die charakteristischste Verbindung dieses Metalles; man erhält es als schön gelben Niederschlag, wenn man Schwefelwasserstoff in die Lösung eines Cad-

miumsalmes einleitet; es ist unlöslich in verdünnter Salzsäure und findet Verwendung als schöne und beständige Malerfarbe. Dieselbe Verbindung kommt als Mineral vor und wird Greenockit genannt.

Metalle der Bleigruppe.

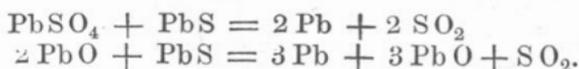
Blei.

Thallium.

B l e i .

Atomgewicht 207 = Pb.

Das wichtigste Erz dieses Metalles, welches nicht im gediegenen Zustande gefunden wird, ist der Bleiglanz, PbS, aus welchem das Blei auf einfache Weise gewonnen wird. Das Mineral wird in einem Flammofen geröstet; sind Silicate vorhanden, so wird Kalk zugesetzt, um eine leicht schmelzbare Schlacke zu erhalten. Schwefel und Blei werden oxidirt unter Bildung von Schwefeldioxid, Bleioxid und Bleisulfat. Nach einiger Zeit wird das Feuer verstärkt und die Oeffnungen des Ofens werden verschlossen, um Luftzutritt auszuschliessen. Die Röstungsproducte wirken zersetzend auf das noch vorhandene Bleisulfid, und man erhält metallisches Blei zufolge der nachstehenden Reactionen:



Fast aller Bleiglanz enthält eine kleine Menge Silber, welches in das Blei übergeht und daraus durch die sogenannte Treibarbeit abgeschieden wird (s. S. 207).

Blei ist ein bläulichweisses Metall, welches das specifische Gewicht 11,3 hat; es ist biegsam und so weich, dass es Eindrücke mit dem Fingernagel annimmt, und lässt sich leicht zu Platten auswalzen und in Draht ziehen, besitzt aber wenig Festigkeit; ein Draht von 2 Mm. Dicke reisst schon bei einer Belastung von 2 Kilogrammen. Der Schmelzpunkt des Bleies liegt bei 334°; bei hoher Temperatur ist es flüchtig; doch nicht in dem Grade, dass es destillirt werden kann.

In trockner Luft behält das Metall seinen Glanz; in feuchter Luft läuft es bald an und bedeckt sich mit einer dünnen Oxidschicht. In Gegenwart von schwachen Säuren geht diese Oxidation schneller vor sich. In reinem luftfreien Wasser bleibt es ebenfalls unverändert; hat aber die Luft Zutritt, so entsteht Blei-

hydroxid, welches in Wasser etwas löslich ist und dadurch einen weiteren Theil des Metalls der Oxidation zugänglich macht. Diese Einwirkung von Luft und Wasser auf Blei ist von grosser praktischer Bedeutung, weil Bleiröhren häufig zu Wasserleitungen gebraucht werden, und alle löslichen Bleiverbindungen starke Gifte sind und, während längerer Zeit, wenn auch in sehr geringer Menge, in den Körper gebracht, sehr schädliche Wirkungen äussern. Gewisse Salze, welche fast immer in Fluss- oder Quellwasser vorkommen, beeinflussen dessen Wirkung auf Blei auf verschiedene Weise; dasselbe wird leichter gelöst, wenn Nitrate und Chloride vorhanden sind; enthält das Wasser dagegen Sulfate oder Carbonate (hartes Wasser), so bildet sich in den Bleiröhren ein dünner Ueberzug von unlöslichem Bleicarbonat oder Sulfat, welcher das Metall vor weiterem Angriff schützt, und solches Wasser kann ohne Gefahr zum Trinken und Kochen benutzt werden. Es muss jedoch keine oder wenig freie Kohlensäure enthalten, weil Bleicarbonat in kohlensäurehaltigem Wasser löslich ist. Um Blei im Trinkwasser nachzuweisen, leitet man Schwefelwasserstoff durch eine grössere Menge desselben, welches man mit einem Tropfen Salzsäure angesäuert hat. Ist Blei gegenwärtig, so nimmt die Flüssigkeit eine bräunliche Farbe an, welche man am besten wahrnimmt, wenn man das Wasser in ein hohes Cylinderglas giesst und dasselbe auf weisses Papier stellt. Blei verbindet sich mit Sauerstoff in mehreren Verhältnissen; von diesen Oxiden sind die folgenden die wichtigsten.

Bleioxid, PbO , ist ein gelbes Pulver, welches sich bildet, wenn sich das Metall bei erhöhter Temperatur an der Luft oxidirt. Bei Rothglühhitze schmilzt dasselbe und erstarrt beim Erkalten zu einer röthlich gelben, schuppig krystallinischen Masse, welche Bleiglätte genannt wird. In heisser Kalilauge löst sich das Bleioxid auf und krystallisirt daraus beim Erkalten in gelbrothen, rhombischen Prismen. Mit Kieselerde bildet das Bleioxid leicht schmelzbare Silicate; es wird daher zur Darstellung von Glas und Glasuren benutzt und greift Thontiegel, in welchen er geschmolzen wird, rasch an.

In der Lösung eines Bleisalzes erzeugt Ammoniak einen weissen Niederschlag von Bleihydroxid, $Pb(OH)_2$, welches in Wasser etwas löslich ist und demselben eine alkalische Reaction ertheilt. Beim Erhitzen zerfällt dasselbe in Wasser und Bleioxid.

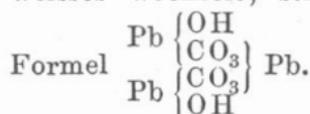
Wird das amorphe gelbe Bleioxid längere Zeit bei Luftzutritt bis nahe zu seinem Schmelzpunkte erhitzt, so nimmt es Sauerstoff auf und verwandelt sich in ein rothes Pulver, die

Mennige, Pb_3O_4 , welche als Anstrichfarbe und zur Darstellung von Bleiglas angewendet wird. Dieselbe ist eine Verbindung von Bleioxid mit Bleidioxid, $2PbO + PbO_2$; mit verdünnter Salpetersäure behandelt, giebt dieselbe lösliches Bleinitrat und ein braunes Pulver von Bleidioxid, PbO_2 , welches beim Erhitzen in Bleioxid und Sauerstoff zerfällt und mit Salzsäure erwärmt Chlor entwickelt.

Die Bleisalze, welche sich vom Monoxid ableiten, sind meistens farblos; die in Wasser löslichen haben einen süsslich zusammenziehenden Geschmack und sind giftig.

Bleinitrat, $Pb \begin{Bmatrix} NO_3 \\ NO_3 \end{Bmatrix}$, erhält man durch Auflösen von Bleiglätte in Salpetersäure; es krystallisirt in wasserfreien, regulären Octaëdern und löst sich in 8 Theilen kaltem Wasser. Beim Erhitzen zerfällt es in Bleioxid, Stickstofftetroxid und Sauerstoff. Das Bleiacetat oder der Bleizucker ist ebenfalls leicht in Wasser löslich und wird später unter Essigsäure beschrieben werden. Fast alle anderen Bleisalze sind in Wasser schwer löslich oder unlöslich. Bleicarbonat, $PbCO_3$, findet sich als krystallisirtes Mineral, das den Namen Weissbleierz führt. Setzt man zu einer Lösung von Bleinitrat eine Lösung von Natriumcarbonat, so erhält man einen weissen Niederschlag, welcher aus basischem Bleicarbonat besteht. Eine ähnliche Verbindung ist das Bleiweiss, welches man entweder durch Einleiten von Kohlendioxid in Bleiessig (basisches Bleiacetat) erhält, oder durch Einwirkung von einer Natriumhydrocarbonatlösung auf Bleioxid, sowie auch nach einem alten eigenthümlichen Verfahren darstellt, welches unter dem Namen der holländischen Methode bekannt ist. Aufgerollte Bleiplatten werden in irdene Töpfe gesteckt, welche eine kleine Menge Essig enthalten und mehrere Hunderte so hergerichteter Gefässe stellt man auf eine Unterlage von Strohdünger oder Lohe, bedeckt sie mit Brettern, auf welche man Dünger breitet, darauf wieder eine Reihe von Töpfen stellt und damit fortfährt, bis das Gebäude angefüllt ist. Nach einigen Wochen sind die Platten ganz oder zum grössten Theil in Bleiweiss verwandelt. Bei diesem Verfahren entsteht zuerst durch Einwirkung von Sauerstoff und Essigsäure auf das Blei ein basisches Bleiacetat, welches durch das bei der Verwesung auftretende Kohlendioxid in Bleiweiss verwandelt wird. Die dadurch freiwerdende Essigsäure wirkt wieder auf das noch vorhandene Blei ein und die

Bildung des Bleiweisses geht voran, bis alles Metall angegriffen ist. Eine Abänderung dieser Methode besteht darin, dass man dünne Bleiplatten in Kammern aufhängt und Dämpfe von Essigsäure und Kohlendioxid, das durch Verbrennen von Coaks erhalten wird, einströmen lässt. Die Zusammensetzung des Bleiweisses wechselt, stimmt aber gewöhnlich nahezu mit der



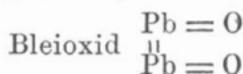
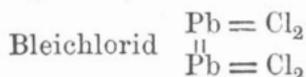
Bleisulfat, PbSO_4 , führt als Mineral den Namen Bleivitriol und findet sich in kleinen glänzendweissen Krystallen; es ist in Wasser unlöslich und wird als weisser Niederschlag erhalten, wenn man zu der Lösung eines Bleisalzes Schwefelsäure fügt.

Bleichlorid, PbCl_2 , ist ein krystallinischer Niederschlag, welchen lösliche Chloride in einer Bleisalzlösung erzeugen; derselbe löst sich in 30 Theilen kochendem Wasser und scheidet sich beim Erkalten daraus in weissen Nadeln ab. Bei starkem Erhitzen schmilzt es und erstarrt beim Abkühlen zu einer hornartigen Masse. Das Hornblei genannte Mineral ist eine Verbindung von Bleichlorid und Bleicarbonat, $\text{PbCl}_2 + \text{PbCO}_3$.

Bleijodid, PbJ_2 , scheidet sich in goldgelben Krystallblättchen aus, wenn man heisse Lösungen von Kaliumjodid und Bleinitrat mischt.

Bleisulfid, PbS , findet sich als Bleiglanz, der in Würfeln oder Octaëdern krystallisiert und einen blaugrauen Metallglanz hat. Schwefelwasserstoff erzeugt in einer Bleilösung einen schwarzen Niederschlag von Bleisulfid.

Die meisten Bleisalze sind isomorph mit den entsprechenden Verbindungen der Metalle der zweiten Gruppe, namentlich denen des Bariums, mit denen das Blei auch durch die Unlöslichkeit des Sulfats Aehnlichkeit hat. In diesen Verbindungen tritt das Blei als zweiwerthiges Metall auf; man kennt aber auch flüchtige organische Bleiverbindungen, wie Bleiäthyl, $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$, dessen Dampf das Volumgewicht 162,5 hat, woraus hervorgeht, dass das Blei vierwerthig ist; man muss daher annehmen, dass in seinen unorganischen Verbindungen stets zwei Atome als vierwerthige Gruppe enthalten sind, und die oben gebrauchten Formeln nur daher die halbe Moleculargrösse darstellen. Die folgenden Formeln zeigen die wahre Constitution:



Bleiverbindungen erkennt man daran, dass ihre Auflösung von Schwefelwasserstoff schwarz gefällt wird und das gefällte Sulfid in verdünnter Salpetersäure löslich ist; ferner an dem unlöslichen weissen Sulfat und dem gelben Chromat und Jodid. Vor dem Löthrohr auf Kohle erhitzt geben dieselben ein weiches, geschmeidiges Metallkorn.

T h a l l i u m.

Atomgewicht 204 = Tl.

Dieses Metall wurde 1861 von Crookes durch die Spectralanalyse entdeckt; er fand es in dem Flugstaube, der sich beim Rösten von Schwefelkies in der Fabrikation von Schwefelsäure absetzt. Es findet sich in kleiner Menge in vielen Schwefelkiesen und Zinkblende, namentlich im Rammelsberg am Harz, und kommt auch im Wasser der Nauheimer Saline vor. Thallium hat grosse Aehnlichkeit mit Blei; es ist bläulichgrau, sehr weich und geschmeidig und lässt sich leicht zu Draht ausziehen. Es schmilzt bei 290⁰ und hat das specifische Gewicht 11,85. An der Luft oxidirt es sich sehr schnell und bedeckt sich mit einer Schicht von weissem Hydroxid; es wird am besten unter Wasser aufbewahrt. An der Luft erhitzt verbrennt es mit prächtig grüner Flamme, deren Spectrum aus einer glänzend grünen Linie besteht; von Salpetersäure und verdünnter Schwefelsäure wird es rasch aufgelöst, dagegen von Salzsäure nur langsam angegriffen, was in der Schwerlöslichkeit des Chlorides seinen Grund hat.

Thalliumoxid, Tl_2O , ist ein braunes Pulver, welches sich bildet, wenn das Metall bei Luftzutritt verbrennt; es löst sich leicht in Wasser zu einer alkalischen und ätzenden Flüssigkeit, aus der sich beim Verdunsten krystallisirtes Thalliumhydroxid, $TlOH$, ausscheidet, welches so begierig wie Aetzkali Kohlensäure aus der Luft anzieht.

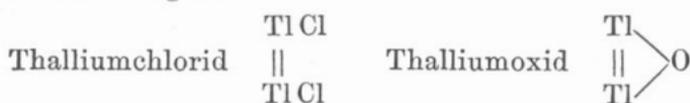
Die Thalliumsalze sind zum Theil isomorph mit denen des Kaliums, wie das Sulfat Tl_2SO_4 , welches sich mit Aluminiumsulfat zu Thalliumalaun, $Al_2(SO_4)_3 + Tl_2SO_4 + 24H_2O$, verbindet, der wie die anderen Alaune in regulären Octaëdern krystallisirt. Thalliumchlorid, $TlCl$, ist ein weisses, in Wasser sehr schwerlösliches Salz und hat grosse Aehnlichkeit mit Bleichlorid.

Mit Platinchlorid bildet es ein in Wasser unlösliches Doppelsalz, $2\text{TlCl} + \text{PtCl}_4$; Thalliumcarbonat, Tl_2CO_3 , bildet lange, glänzende monokline Prismen und löst sich in 25 Theilen kalten Wassers; die Lösung reagirt alkalisch.

Die Thalliumsalze sind farblos und haben giftige Eigenschaften; in ihren Lösungen erzeugt Schwefelammonium einen schwarzen Niederschlag von Thalliumsulfid, Tl_2S , und metallisches Zink fällt aus denselben Thallium in Form eines krystallinischen Pulvers.

Wird Thallium in Königswasser gelöst, so bildet sich Thalliumtrichlorid, TlCl_3 , aus dessen Lösung Kalilauge braunes wasserhaltiges Thalliums sesquioxid, Tl_2O_3 , fällt.

Thallium ist ein Metall, welches sich durch sein leicht lösliches alkalisches Hydroxid, sein unlösliches Platindoppelsalz und den Isomorphismus seiner Verbindungen mit denen des Kaliums an die Alkalimetalle, durch seine physikalischen Eigenschaften aber, sowie durch das schwerlösliche Chlorid und Jodid und das unlösliche Sulfid an das Blei anschliesst. Da dasselbe ein Trichlorid bildet, so muss man es als dreiwertiges Metall betrachten; in diesem Falle enthalten die meisten Thalliumverbindungen eine aus zwei Atomen des Metalles bestehende zweiwerthige Gruppe und sind ähnlich constituirt wie die Bleiverbindungen:



Metalle der Silbergruppe.

Kupfer, Quecksilber, Silber.

K u p f e r.

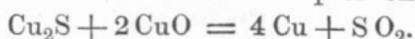
Atomgewicht = 63,5 = Cu (*Cuprum*).

Dieses wichtige Metall ist schon seit den ältesten Zeiten bekannt, da es gediegen vorkommt und aus seinen Erzen leicht ausgeschmolzen werden kann. Gediegenes Kupfer findet sich in grosser Menge im nördlichen Amerika und in Sibirien,

häufig krystallisirt in Würfeln und anderen Formen des regulären Systems. Die wichtigsten Kupfererze sind Kupferkies, $\text{Cu}_2\text{S} + \text{Fe}_2\text{S}_3$, Kupferglanz, Cu_2S , Malachit, $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ und das Rothkupfererz, Cu_2O .

Reines Kupfer erhält man, wenn man das Oxid in einem Wasserstoffstrom erhitzt oder ein lösliches Kupfersalz durch den galvanischen Strom zersetzt (Galvanoplastik).

Aus dem Carbonat oder Oxid erhält man das Metall im Grossen einfach durch Reduction mit Holzkohle in Schachtöfen, wobei je nach der Gangart verschiedene Zuschläge gemacht werden, um leicht flüssige Schlacken zu bilden. Schwefelhaltige Erze, wie Kupferkies, welche am häufigsten vorkommen, erfordern ein viel umständlicheres Verfahren. Dieselben werden geröstet, um das Kupfersulfid zum Theil in Oxid zu verwandeln, und dann mit Zuschlag von Sand oder Schlacken im Ofen verschmolzen. Kupferoxid und Eisensulfid wirken auf einander ein unter Bildung von Kupfersulfid und Eisenoxid, welches letztere in die Schlacke übergeht, während das geschmolzene unreine Kupfersulfid (der Rohstein) sich auf dem Boden des Ofens ansammelt. Der Kupferstein wird aufs Neue geröstet, wobei ein Theil des Schwefels verbrennt, und bei Luftzutritt geschmolzen, wobei Kupferoxid und Kupfersulfid auf einander einwirken und Schwefeldioxid und Kupfer entstehen:



Das so erhaltene Metall enthält noch Oxid, welches man dadurch entfernt, dass man das flüssige Kupfer mit einer Stange von frischem Holze umrührt, wodurch sich Kohlenwasserstoffe entwickeln, welche reducirend wirken.

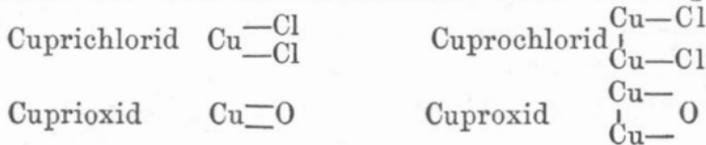
Das Kupfer besitzt eine eigenthümlich rothe Farbe und ist sehr dehnbar und zähe; ein 2 Mm. dicker Draht trägt ein Gewicht von 140 Kilogrammen. Sein specifisches Gewicht ist 8,93; es schmilzt bei heller Rothgluth und ist bei Weissglühhitze etwas flüchtig; eine Flamme von Wasserstoff, welche man darüber leitet, brennt daher mit grünem Lichte.

Kupfer ist einer der besten Leiter für Wärme und Electricität. An feuchter Luft bedeckt es sich nach und nach mit einer grünen Schicht von basischem Kupfercarbonat (edler Grünspan); in trockner Luft bleibt es bei gewöhnlicher Temperatur unverändert; beim Glühen aber bildet sich eine Schicht von Oxid (Kupferhammerschlag); Wasserdampf wird von glühendem Kupfer nicht zersetzt; Salzsäure löst das feinvertheilte Me-

tall beim Erwärmen unter Wasserstoffentwicklung auf; erhitzt man es mit concentrirter Schwefelsäure, so entstehen Kupfersulfat und Schwefeldioxid. Am leichtesten wird es von Salpetersäure gelöst, wobei Stickoxid entweicht.

Kupfer bildet den Hauptbestandtheil mehrerer wichtigen Legirungen. Das gewöhnliche Messing besteht aus 2 Theilen Kupfer und 1 Theil Zink; es ist härter als Kupfer und lässt sich leichter bearbeiten; gewöhnlich werden 1 bis 2 Proc. Blei zugesetzt, welches zwar die Dehnbarkeit vermindert, aber die Legirung lässt sich dann leichter auf der Drehbank verarbeiten. Für Messingblech verwendet man eine an Zink reichere Legirung; das sogenannte Münzmetall, welches zu Schiffsbeschlägen dient, enthält 60 Proc. Kupfer. Die moderne Bronze besteht aus Kupfer, Zink und Zinn; die antike Bronze ist zinkfrei. Das Kanonenmetall, die Glockenspeise und das Spiegelmetall sind Legirungen von Kupfer und Zinn in wechselnden Mengen (s. S. 151). Dieselben haben die Eigenschaft, beim langsamen Abkühlen hart und spröde zu werden; taucht man sie aber im glühenden Zustande in kaltes Wasser und kühlt sie dadurch rasch ab, so werden sie weich und hämmerbar.

Das Kupfer ist ein zweiwerthiges Element und bildet zwei Reihen von Verbindungen, welche sich von denen der vorhergehenden Metalle dadurch unterscheiden, dass in den einen, den Cuprerverbindungen, 1 Atom Kupfer enthalten ist, in den Cuproverbindungen aber 2 Atome als zweiwerthige Gruppe auftreten. In den letzteren müssen demnach zwei der vier Verbindungseinheiten sich gegenseitig gesättigt haben. Die Constitution der zwei Reihen lässt sich daher wie folgt darstellen:



Cuprerverbindungen.

Cuprioxid oder Kupferoxid, CuO , wird durch Oxidation des Kupfers beim Glühen oder durch Erhitzen von Kupfernitrat als schwarzes Pulver erhalten, welches an oxydirbare Körper bei höherer Temperatur leicht Sauerstoff abgibt und deshalb zur Analyse kohlenstoffhaltiger Verbindungen

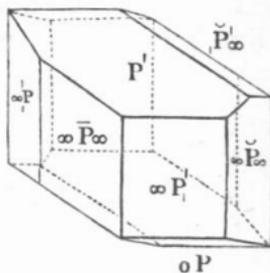
(organische Analyse) im Laboratorium häufig benutzt wird. Kalilauge fällt aus der Lösung eines Cuprisalzes hellblaues Kupferhydroxid, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, welches beim Erwärmen leicht in Kupferoxid und Wasser zerfällt und daher sich schwärzt, wenn die Flüssigkeit gekocht wird.

Kupfernitrat, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$, ist ein schön blaues Salz, das in grossen Prismen krystallisirt und in Wasser sehr löslich ist. Man erhält dasselbe durch Auflösen von Kupfer oder Kupferoxid in Salpetersäure.

Kupferchlorid, CuCl_2 , bildet sich, wenn Kupfer in Chlorgas erhitzt wird, als eine gelbliche Masse, welche sich mit grüner Farbe in Wasser löst; dieselbe Lösung erhält man durch Auflösen des Oxids in Salzsäure; beim Verdampfen giebt dieselbe grüne nadelförmige Krystalle, $\text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. Das Salz ist leicht in Wasser und Weingeist löslich; die weingeistige Lösung brennt mit schön grüner Flamme.

Kupfersulfat bildet grosse blaue triklinische Krystalle, $\text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}$, Fig. 60, welche unter dem Namen Kupfervitriol bekannt sind und fabrikmässig durch Auflösen von Kupferhammerschlag in Schwefelsäure dargestellt werden. Dasselbe verliert beim Erhitzen sein Krystallisationswasser und zerfällt zu einem weissen Pulver, welches beim heftigen Glü-

Fig. 60.



hen sich zersetzt, wobei schwarzes Oxid zurückbleibt. Das Salz findet vielfache Verwendung in der Galvanoplastik, in der Färberei und Kattundruckerei, zur Darstellung von Schweinfurter Grün und anderer kupferhaltiger Farben. Setzt man zu einer Kupfervitriollösung überschüssiges Ammoniak, so erhält man eine prachtvoll tiefblaue Flüssigkeit, aus der sich auf Zusatz von Weingeist dunkelblaue Krystalle absetzen, welche die Zu-

sammensetzung $\text{CuSO}_4 + 4\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ haben. Erhitzt man dasselbe, so entweichen Wasser und Ammoniak und es bildet sich zuerst Cuprammoniumsulfat, $\text{SO}_4\text{Cu}(\text{NH}_3)_2$, ein apfelgrünes Pulver, welches beim stärkeren Erhitzen in Kupfersulfat und Ammoniak zerfällt. Alle Cuprisalze bilden ähnliche Verbindungen mit Ammoniak. So erhält man, wenn man Ammo-

niak über wasserfreies Kupferchlorid leitet, die Verbindung $\text{CuCl}_2 + 6\text{NH}_3$; leitet man dagegen Ammoniak zu einer gesättigt heißen Lösung des Chlorids, so scheidet sich beim Erkalten die Verbindung $\text{CuCl}_2 + 4\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ in dunkelblauen Octaëdern ab. Bei Verbindungen verwandeln sich auf 150° erhitzt ein grünes Cuprammoniumchlorid $(\text{NH}_3)_2\text{CuCl}_2$; diese Verbindung kann, wie das entsprechende Sulfat betrachtet werden als ein Ammoniumsalz, in welchem zwei Atome Wasserstoff durch ein Atom Kupfer ersetzt sind: $\text{Cu} \begin{Bmatrix} \text{NH}_3\text{Cl} \\ \text{NH}_3\text{Cl} \end{Bmatrix}$.

Kupfercarbonat. Das normale Salz ist unbekannt; versetzt man eine Kupferlösung mit Pottaschelösung, so fällt ein grünes basisches Salz nieder, $\text{CO} \begin{Bmatrix} \text{OCu(OH)} \\ \text{OCu(OH)} \end{Bmatrix}$. Dieselbe Verbindung kommt als schön grünes Mineral oder Malachit vor. Kupferlasur, $\text{Cu}_3(\text{OH})_2(\text{CO}_3)_2$ ist ein anderes basisches Kupfercarbonat, das sich als schön blaues Mineral findet; seine Constitution entspricht dem des Bleiweisses (s. S. 197).

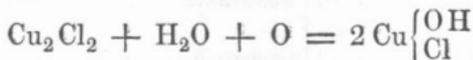
Kupferarsenit bildet die schöne grüne, unter dem Namen Scheele's Grün bekannte Malerfarbe, welche man durch Fällen einer Kupfervitriollösung mit einer Auflösung von Natriumarsenit darstellt.

Kupfersulfid, CuS , erhält man als schwarzen Niederschlag, wenn Schwefelwasserstoff in die Lösung eines Cuprisalzes geleitet wird. Dieselbe Verbindung findet sich in der Natur in dunkelblauen, hexagonalen Krystallen und wird Kupferindig genannt.

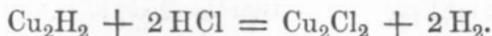
Cuproverbindungen.

Cuproxid oder Kupferoxidul, Cu_2O , kommt als Rothkupfererz in rothen regulären Krystallen vor. Künstlich erhält man dasselbe durch Erhitzen von Kupferfeile mit Kupferoxid, oder wenn man eine Lösung von Kupfervitriol mit Traubenzucker versetzt, Kalilauge hinzufügt und kocht, wobei der Zucker reducierend wirkt, und das Oxid als hellrothes Pulver gefällt wird. Kupferoxidul färbt Glasflüsse prachtvoll rubinroth. Die davon sich ableitenden Salze sind farblos, färben sich aber an der Luft rasch grün oder blau durch Aufnahme von Sauerstoff.

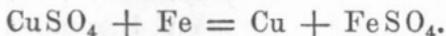
Cuprochlorid oder Kupferchlorür, Cu_2Cl_2 . Erwärmt man eine mit Salzsäure versetzte Lösung von Kupferchlorid mit Kupfer, so erhält man eine braune Flüssigkeit, aus der auf Zusatz von Wasser weisses Kupferchlorür gefällt wird. Dasselbe ist in Wasser unlöslich, löst sich aber in Salzsäure, und diese Lösung hat die merkwürdige Eigenschaft, Kohlenoxid zu absorbiren. Der Luft ausgesetzt färbt sich das Kupferchlorür besonders im feuchten Zustande rasch grün durch Bildung von basischem Kupferchlorid:



Kupferhydrid oder Kupferwasserstoff, Cu_2H_2 , erhält man als gelblichen Niederschlag, wenn man eine Lösung von unterphosphoriger Säure zu einer warmen Kupfervitriollösung setzt. Beim Erhitzen giebt diese Verbindung Wasserstoff aus und in Chlorgas entzündet sie sich. Salzsäure verwandelt sie in Cuprochlorid:



Die Kupfersalze sind starke Gifte. Man erkennt dieselben 1. an dem schwarzen, in Salzsäure unlöslichen, aber in verdünnter Salpetersäure löslichen Sulfide, 2. an dem blauen Hydroxide, welches beim Erwärmen sich schwärzt, 3. an der tiefblauen Färbung durch Ammoniak und 4. daran, dass blankes Eisen in eine Kupferlösung getaucht sich mit einem rothen Ueberzug von metallischem Kupfer bedeckt:



Quecksilber.

Atomgewicht 200 = Hg (*Hydrargyrum*). — Volumgewicht 100.

Das Quecksilber findet sich gediegen, häufiger jedoch mit Schwefel verbunden als Zinnober in Almaden in Spanien, Idria in Illyrien, in der Rheinpfalz, in Californien, Mexiko, Peru, China und Japan. Man erhält das Metall daraus einfach durch Rösten, wobei der Schwefel verbrennt, während das Quecksilber sich verflüchtigt und in Thonröhren verdichtet wird.

Quecksilber ist das einzige Metall, welches bei gewöhnlicher Temperatur flüssig ist; es ist silberweiss und hat bei 0° das specifische Gewicht 13,596. Bei — 40° erstarrt es und krystall-

sirt in regulären Octaëdern; das feste Quecksilber ist dehnbar und lässt sich aushämmern; sein specifisches Gewicht ist 14,4. Das Quecksilber siedet bei 350°, verflüchtigt sich aber langsam schon bei der gewöhnlichen Temperatur; sein Dampf ist farblos und 6,976 mal schwerer als Luft, und 100 mal schwerer als Wasserstoff; sein Molecül besteht demnach, wie das des Cadmiums, aus einem Atom.

Reines Quecksilber bleibt in trockner und feuchter Luft unverändert; aber über 300° erhitzt nimmt es Sauerstoff auf und verwandelt sich langsam in rothes Oxid. Mit Chlor, Brom, Jod und Schwefel verbindet es sich direct. Von Salzsäure wird es nicht angegriffen; mit concentrirter Schwefelsäure erhitzt, entstehen Schwefeldioxid und Quecksilbersulfat; von Salpetersäure wird es leicht gelöst.

Die ausgedehnteste Anwendung findet das Quecksilber zur Ausziehung von Silber und Gold aus ihren Erzen; ausserdem wird es zu chemischen und physikalischen Zwecken, beim Vergolden, und mit Zinn amalgamirt zur Belegung der Glasspiegel gebraucht. Quecksilber und seine Verbindungen sind giftig und finden als wichtige Medicamente Verwendung. Das Quecksilber ist zweierthig und bildet analog dem Kupfer zwei Reihen von Verbindungen.

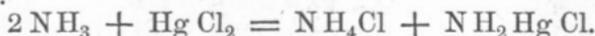
Mercuriverbindungen.

Quecksilberoxid, HgO , erhält man durch vorsichtiges Erhitzen von Quecksilbernitrat oder längeres Erhitzen des Metalles auf 300° bei Luftzutritt als ein krystallinisches rothes Pulver. Kalilauge fällt aus der Lösung eines Mercurisalzes das Oxid als ein gelbes amorphes Pulver.

Mercurinitrat, $\text{Hg} \begin{Bmatrix} \text{NO}_3 \\ \text{NO}_3 \end{Bmatrix}$, bildet sich, wenn Quecksilber mit überschüssiger Salpetersäure erwärmt wird, oder wenn man das rothe Oxid in Salpetersäure löst.

Mercurichlorid oder Aetzsublimat, HgCl_2 , stellt man im Grossen dar durch Erhitzen eines innigen Gemisches von Kochsalz und Quecksilbersulfat, HgSO_4 ; das Chlorid sublimirt als eine krystallinische Masse. Dieselbe Verbindung entsteht, wenn man Quecksilber in Chlorgas erhitzt. Es ist in Wasser löslich und krystallisirt aus der heiss gesättigten Lösung in langen rhombischen Krystallen; es schmilzt bei 265° und siedet bei 295°; sein Dampf hat das Volumgewicht 135,5.

Das Sublimat ist eines der heftigsten Metallgifte. Ammoniak fällt aus seiner Lösung einen weissen Körper, den sogenannten weissen Präcipitat oder Mercurammoniumchlorid, NH_2HgCl :



Mercurisulfid, HgS . Kommt natürlich als Zinnober vor und wird im Grossen dargestellt durch Sublimation eines innigen Gemisches von Schwefel und Quecksilber. Auch auf nassem Wege erhält man diese Verbindung, indem man Schwefel und Quecksilber mit Kalilauge längere Zeit zusammenreibt. Schwefelwasserstoff fällt aus der Lösung eines Mercurisalzes schwarzes, amorphes Sulfid, welches durch Sublimation roth und krystallinisch wird.

Mercuroverbindungen.

Die wichtigste derselben ist das Mercurochlorid oder Calomel, Hg_2Cl_2 ; man erhält dasselbe, indem man 4 Theile Sublimat mit 3 Theilen Quecksilber innig zusammenreibt und das Gemisch in Glasgefässen sublimirt, als strahlig krystallinische Masse, welche fein zerrieben und mit Wasser wohl ausgewaschen wird, um Spuren von anhängendem Sublimat zu entfernen.

Der Calomeldampf hat das Volumgewicht 117,75 und besteht daher wahrscheinlich aus einem Gemische gleicher Raumtheile von Quecksilberdampf und Quecksilberchloriddampf, die sich beim Erkalten wieder vereinigen; diese Annahme findet eine Stütze in der Beobachtung, dass nichtflüchtige Mercuroverbindungen beim Erhitzen leicht in Quecksilber und eine Mercuriverbindung zerfallen und dass, wenn reiner Calomel sublimirt wird, das Sublimat stets etwas freies Quecksilber und Aetzsublimat enthält.

Mercuronitrat, $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$, entsteht, wenn man überschüssiges Quecksilber in der Kälte mit verdünnter Salpetersäure behandelt; aus seiner Auflösung fällt Salzsäure, oder ein lösliches Chlorid, Calomel als unlösliches weisses Pulver.

Mercuroxid oder Quecksilberoxidul, Hg_2O , ist ein schwarzes Pulver, das sich durch Einwirkung von Kalilauge auf Calomel oder Mercuronitrat bildet; dem Licht ausgesetzt oder auf 100° erhitzt, zerfällt es in Quecksilber und das rothe Oxid.

Die Quecksilberverbindungen erkennt man an den folgenden Reactionen. Mit Natriumcarbonat in einer Glasröhre er-

hitzt geben dieselben Quecksilber, welches in metallischen Kügelchen sublimirt; Schwefelwasserstoff fällt aus ihren Lösungen schwarzes Sulfid, welches von Salpetersäure nicht zersetzt wird; bringt man blankes Kupferblech in eine Quecksilberlösung, so schlägt sich darauf feinvertheiltes Quecksilber nieder als grauer Ueberzug, welcher beim Reiben metallglänzend wird.

Die löslichen Mercurverbindungen werden von Kalilauge schwarz und von Salzsäure weiss gefällt; in Mercurilösungen erzeugt Kalilauge einen gelben Niederschlag und Kaliumjodid fällt aus denselben Quecksilberjodid, HgJ_2 , als schön scharlachrothes Pulver.

S i l b e r .

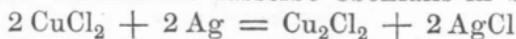
Atomgewicht 108 = Ag (*Argentum*).

Das Silber ist schon seit den ältesten Zeiten bekannt; es kommt gediegen vor, sowie verbunden mit Schwefel als Silberglanz, Ag_2S , und mit Schwefel, Arsen und Antimonsulfid in verschiedenen Mineralien, wie Rothgültigerz, Fahlerz, Sprödglasserz u. s. w.; als Silberchlorid oder Hornsilber, AgCl , Silberbromid, AgBr , u. s. w. Ausserdem enthält fast aller Bleiglanz kleine Mengen von Silber, welches in das daraus dargestellte Blei übergeht und aus diesem mit Vortheil ausgezogen werden kann, selbst wenn dasselbe nur $\frac{1}{100}$ Procent enthält. Das Verfahren, welches man dabei anwendet, gründet sich darauf, dass eine Legirung von Blei und Silber leichter schmilzt, als reines Blei; lässt man daher das geschmolzene Metall erkalten, so scheidet sich zuerst reines Blei krystallinisch aus, welches man ausschöpft; die rückständige Legirung wird wiederholt auf dieselbe Weise behandelt, bis sie 1 Proc. Silber enthält, und das silberreiche Blei der Treibarbeit unterworfen, welche darin besteht, dass man in einem Flammofen auf einem vertieften Herde (der Capelle), der aus einer porösen Masse (Knochen- oder Holzasche) verfertigt ist, schmilzt und mittelst eines Gebläses Luft darauf leitet. Das Blei wird oxidirt, das Oxid (Bleiglätte) schmilzt und wird zum Theil von der Capelle eingesaugt, zum Theil läuft es ab; gegen das Ende der Operation, wenn nur noch eine geringe Menge von Blei vorhanden ist, ist das geschmolzene Metall mit einer dünnen Schicht von Bleioxid überzogen; zuletzt zerreisst dieser in den Farben des

Regenbogens schillernde Schleier, und es erscheint dann die glänzende Oberfläche des Silbers; man nennt diese Erscheinung den Silberblick; derselbe zeigt an, dass die Operation zu Ende ist.

Die in Europa, namentlich im Harz- und Erzgebirge, vorkommenden Silbererze sind kupferhaltig; man erhält aus denselben das Silber, indem man durch Rösten und Schmelzen ähnlich wie bei der Gewinnung des Kupfers einen Kupferstein darstellt, welcher aus Silbersulfid, Kupfersulfid und Eisensulfid besteht, denselben durch starkes Erhitzen bei Luftzutritt im Flammofen oxidirt und die geröstete Masse, welche, neben Eisenoxid und Kupferoxid, Silbersulfat enthält, mit Wasser behandelt und aus der wässerigen Lösung das Silber durch Kupfer ausfällt.

Statt dieser Extractionsmethode wendete man früher, namentlich in Freiberg, die sogenannte Amalgamation an. Die Erze werden mit Kochsalz gemengt und geröstet, wodurch Silberchlorid entsteht, und die geröstete Masse zusammen mit Wasser und Eisenabfällen in Fässer gebracht, die man um eine Axe rotiren lässt. Das Eisen wirkt auf das Silberchlorid zersetzend ein, es entstehen Eisenchlorid und metallisches Silber, das man durch Quecksilber, in welchem es sich leicht löst, auszieht; das Amalgam wird in Destillationsgefäßen erhitzt, wobei das Quecksilber überdestillirt und reines Silber zurückbleibt. In Amerika, wo Silbererze in bedeutender Menge vorkommen, namentlich in Mexiko, Peru und Chile, wendet man eine andere Art von Amalgamation an, bei der wegen der Holzarmuth dieser Länder alle Röstoperationen vermieden werden. Die feingemahlten Erze werden mit Wasser zu einem Brei angerührt, zu dem man Kochsalz setzt, das man mit der Erzmasse dadurch innig mischt, dass man dieselbe durch Maulthiere, welche man darin herumtreibt, zertreten lässt; dann setzt man gerösteten Kupferkies, den sogenannten Magistral, zu, dessen Wirkung auf einem Gehalt an Kupfervitriol beruht, lässt wieder durch Treten innig mischen und fügt nach und nach Quecksilber hinzu. Der Kupfervitriol setzt sich mit dem Kochsalz zu Kupferchlorid und Natriumsulfat um; das Kupferchlorid wirkt auf das vorhandene metallische Silber ein unter Bildung von Silberchlorid und Kupferchlorür, und das letztere zerlegt sich mit dem Silbersulfid und verwandelt dasselbe ebenfalls in Silberchlorid:



Das Quecksilber verbindet sich sodann mit dem Chlor; das Silber wird frei und löst sich in dem überschüssigen Quecksilber auf. Man schlämmt die Masse dann mit Wasser, sammelt das Silberamalgam auf und zerlegt es durch Destillation. Bei diesem Prozesse entstanden früher häufig grosse Verluste dadurch, dass das Quecksilber sich zum Theil mit Sauerstoff oder dem Schwefel der Erze verband, wodurch es eine pulverige oder „mehlige“ Beschaffenheit annahm und dann nicht mehr weiter einwirkte; man vermeidet dies jetzt durch Zusatz von 1 bis 2 Proc. Natrium, welches sich viel leichter mit Sauerstoff im Schwefel verbindet als Quecksilber und dadurch verhindert, dass das letztere mehlig wird.

Silber ist ein rein weisses, stark glänzendes Metall, welches weder von feuchter noch trockener Luft oxidirt wird; im geschmolzenen Zustande hat es die eigenthümliche Eigenschaft, Sauerstoff zu absorbiren, und nimmt in reinem Sauerstoff sein 22faches Volum auf. Beim Erstarren giebt es das Gas wieder ab, wobei das noch flüssige Metall umhergeschleudert wird; eine Erscheinung, die man das Spratzen des Silbers nennt.

Das Silber ist bei sehr hoher Temperatur flüchtig und kann mittelst des Knallgasgebläses destillirt werden, wobei es einen hellblauen Dampf giebt; es ist der beste Leiter für Wärme und Elektrizität und so dehnbar, dass 1 Gramm zu einem Draht von 2600 Meter Länge ausgezogen werden kann. Mit Schwefel geht es sehr leicht Verbindung ein; silberne Gegenstände laufen deshalb in schwefelwasserstoffhaltiger Luft an. Von Chlor wird es in der Kälte angegriffen; concentrirte Schwefelsäure wirkt darauf beim Erhitzen wie auf Kupfer ein; von Salpetersäure wird es rasch gelöst unter Entweichen von Stickoxid und Bildung von Silbernitrat.

Silberlegirungen. Reines Silber ist zu weich, um zu Münzen und Schmucksachen verarbeitet zu werden; ein kleiner Zusatz von Kupfer erhöht die Härte, ohne die schön weisse Farbe zu beeinflussen. Die preussischen Thaler, die süddeutschen und österreichischen Gulden enthalten 10 Proc. Kupfer; ebenso die französischen Silbermünzen, die englischen dagegen nur 7,5 Proc.

Silber geht mit Sauerstoff drei Verbindungen ein:

Das Silbersuboxid oder Silberoxidul, Ag_4O , ist ein schwarzes Pulver, welches sehr unbeständig ist und leicht in Silber und Silberoxid zerfällt; das Silberoxid, Ag_2O , ist eine

starke Base; man erhält es als braunen Niederschlag, wenn man zu einer Lösung von Silbernitrat Kalilauge fügt; es ist etwas in Wasser löslich, und die Lösung hat eine alkalische Reaction. Von Ozon wird das Silber leicht oxidirt, wobei schwarzes, krystallinisches Silberdioxid, Ag_2O_2 , entsteht. Dasselbe entwickelt mit Salzsäure Chlor und löst sich in wässrigem Ammoniak unter heftiger Entwicklung von Stickstoff und Bildung von Silberoxid.

Silbernitrat, AgNO_3 , erhält man durch Auflösen von Silber in mässig concentrirter Salpetersäure und Abdampfen der Lösung in durchsichtigen, tafelförmigen Krystallen des rhombischen Systems; es löst sich in seinem gleichen Gewichte kalten und dem halben Gewichte kochenden Wassers und in 4 Theilen kochendem Weingeist. Beim Erhitzen schmilzt das Salz; in Stängelchen gegossen ist es unter dem Namen Höllenstein bekannt.

Im Sonnenlichte, und namentlich wenn es mit organischen Körpern in Berührung ist, schwärzt es sich, indem sich etwas zersetzt; es färbt daher die Haut schwarz; man benutzt es wegen dieser Eigenschaft, um Leinwand zu zeichnen.

Silberchlorid, AgCl , findet sich als Mineral unter dem Namen Hornsilber; man erhält es als weissen käsigen Niederschlag, wenn man eine Silberlösung mit Salzsäure oder Kochsalz versetzt. In Berührung mit Zink und verdünnter Schwefelsäure wird es leicht zu Silber reducirt; dem Tageslichte ausgesetzt nimmt es eine violette Farbe an, die bei weiterer Einwirkung des Lichtes immer dunkler wird; es erleidet dabei Zersetzung, indem etwas Chlor entweicht; diese Veränderung geht schneller vor sich, wenn organische Körper gegenwärtig sind, und hierauf beruht die Anwendung desselben in der Photographie.

Das Silberchlorid schmilzt bei 260° und erstarrt beim Erkalten zu einer zähen hornartigen Masse; bei höherer Temperatur ist es flüchtig. In Wasser ist es ganz unlöslich; es löst sich aber in concentrirter Salzsäure und in Kochsalzlösung bemerklich auf. Sehr leicht wird es von Ammoniak aufgelöst, so wie von einer Lösung von Natriumthiosulfat; man benutzt daher in der Photographie die letztere Flüssigkeit zum Fixiren der Bilder, indem sie das vom Licht nicht veränderte Chlor-silber auflöst und dadurch das Bild bleibend macht.

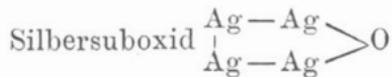
Silberbromid, AgBr, kommt ebenfalls als Mineral in Amerika vor; als einen gelblichen, dem Silberchlorid in allen Eigenschaften ähnlichen Niederschlag erhält man es, wenn man ein lösliches Bromid zu einer Silberlösung fügt; in Ammoniak löst es sich schwieriger als Silberchlorid.

Silberjodid, AgJ. Von concentrirter Jodwasserstoffsäure wird Silber leicht unter Wasserstoffentwicklung aufgelöst und beim Erkalten der Lösung scheidet sich Silberjodid in gelblichen, regelmässigen Octaëdern aus; fällt man eine Silberlösung mit einem löslichen Jodid, so erhält man es als gelbliches Pulver, welches in Ammoniak fast unlöslich ist, aber leicht von einer Lösung von Natriumthiosulfat aufgenommen wird; es kommt in Amerika als Mineral vor.

Silbersulfid, Ag₂S, bildet in Würfeln krystallisirt den Silberglanz; als schwarzes Pulver erhält man es durch Einleiten von Schwefelwasserstoff in die Lösung eines Silberglanzes.

Bertholett's Knallsilber, eine Verbindung, die Stickstoff und Silber enthält, deren Zusammensetzung aber nicht genau bekannt ist, erhält man als schwarzes Pulver, wenn man gefälltes Silberoxid mit concentrirter Ammoniakflüssigkeit behandelt. Dieser Körper explodirt mit der furchtbarsten Heftigkeit im feuchten Zustande, wenn man ihn mit einem harten Körper reibt, und im trockenen Zustande genügt oft die Berührung mit einer Feder.

Das Silber wird gewöhnlich als einwerthiges Element betrachtet. Da aber viele seiner Verbindungen grosse Aehnlichkeit mit entsprechenden Cuproverbindungen haben und mit denselben isomorph sind, so ist es sehr wahrscheinlich, dass Silber ein zweiwerthiges Metall ist. Hierfür spricht auch die Existenz des Silbersuboxides, um so mehr, da man auch das entsprechende Kupfersuboxid kennt. Die Constitution dieser Verbindungen wäre demnach:



Die Gegenwart von Silber in einer Lösung kann sehr leicht nachgewiesen werden; Salzsäure fällt daraus einen käsigen Niederschlag von Silberchlorid, welches in Salpetersäure unlöslich ist, sich aber leicht in Ammoniak löst. Bringt man in eine Silberlösung Zink, Eisen, Kupfer oder Quecksilber, so schlägt sich Silber nieder. Vor dem Löthrohr auf Kohle geben die Silberverbindungen weisse, geschmeidige Körner von reinem Silber.

Metalle der Cergruppe.

Diese seltenen Elemente kommen hauptsächlich in einigen scandinavischen Mineralien vor. Cer, Lanthan und Didym finden sich als Silicate im Cerit, Orthit und zusammen mit Yttrium und Erbium im Gadolinit und als Phosphate im Ytterspath und in anderen seltenen Mineralien. Im freien Zustande sind diese Metalle noch wenig bekannt; am besten ist das Cer untersucht; das noch nicht ganz rein erhaltene Metall ist glänzend bleigrau; es zersetzt Wasser in der Siedhitze und verbrennt beim Glühen unter Funkensprühen. Cer bildet zwei Oxide Ce_2O_3 und CeO_2 , welche beide Basen sind und Salze bilden wie Ce_2Cl_6 , $Ce_2(SO_4)_3$ und $Ce(SO_4)_2$ u. s. w. Das Fluorid CeJ_4 findet sich als Mineral, das Fluorcerit genannt wird, und ebenso kommt ein Oxyfluorid $CeO_2 + CeJ_4$ unter dem Namen Fluorcerin vor. Die anderen Metalle der Gruppe bilden je nur ein basisches Oxid; ihre Atomgewichte sind, mit Ausnahme des Cer, noch nicht sicher bekannt.

Metalle der Aluminiumgruppe.

Aluminium. Indium.

Aluminium.

Atomgewicht 27,4 = Al.

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

Aluminiumoxid oder Alaunerde, Al_2O_3 , ist das einzige bekannte Oxid und findet sich krystallisirt als Korund, ein sehr hartes Mineral, welches das specifische Gewicht 3,9 hat und dessen gefärbte Varietäten den Saphir und Rubin bilden; der unreine Korund ist unter dem Namen Smirgel bekannt. Setzt man Ammoniak zu der Lösung eines Aluminiumsalzes, so erhält man einen weissen gallertartigen Niederschlag von Aluminiumhydroxid, $\text{Al}_2(\text{OH})_6$, welches beim starken Erhitzen sich unter Verlust von Wasser in ein weisses amorphes Pulver von Alaunerde verwandelt. Die reine Alaunerde schmilzt nur im Knallgasgebläse und wird im geschmolzenen Zustande von Säuren gar nicht, als amorphes Pulver nur langsam angegriffen; das Hydroxid dagegen löst sich leicht, sowohl in verdünnten Säuren, als auch in Kali- und Natronlauge. Alaunerde ist eine schwache Basis; die Lösungen der Salze reagiren sauer und schmecken süsslich zusammenziehend; dieselben werden in der Färberei und Kattundruckerei vielfach als Beizmittel angewandt, indem die Alaunerde die Eigenschaft hat, mit vielen organischen Farbstoffen unlösliche Verbindungen (Lackfarben) zu bilden, welche in den Poren des Zeuges fixirt, sich nicht durch Waschen entfernen lassen.

Aluminiumchlorid, Al_2Cl_6 , erhält man durch Erhitzen eines innigen Gemisches von Kohle und Alaunerde in einem Strome von Chlorgas als eine weisse krystallinische Masse, welche sich destilliren lässt und deren Dampf das Volumgewicht 133,9 hat; es ist sehr löslich in Wasser und zerfliesst in feuchter Luft.

Aehnlich verhalten sich die Verbindungen mit Brom, Jod und Fluor. Aluminiumnatriumfluorid, $\text{Al}_2\text{F}_6 + 6\text{NaF}$, kommt als Mineral unter dem Namen Kryolith in mächtigen Massen in Grönland vor und kann statt des Chlorides zur Darstellung des Metalles benutzt werden.

Aluminiumsulfat, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, wird im Grossen dargestellt durch Erhitzen von Thon mit concentrirter Schwefelsäure; es wird statt des Alauns in der Färberei verwendet; das im Handel vorkommende Salz enthält häufig Kieselsäure und andere aus dem Thon herstammende Beimischungen. Mit Kaliumsulfat und Ammoniumsulfat bildet es Doppelsalze, welche unter dem Namen Alaun bekannt sind; dieselben sind die einzigen Salze des Aluminiums, welche gut krystallisiren und daher leicht rein erhalten werden können. Der Kaliumalaun, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 24\text{H}_2\text{O}$, krystallisirt in grossen regulären Octaëdern und wurde früher

hauptsächlich aus Alaunschiefer dargestellt, einem schieferigen Thon, welcher Steinkohle oder Braunkohle und Eisenkies, FeS_2 , enthält; durch Rösten wird die letztere Verbindung oxidirt, und verwandelt sich der Luft ausgesetzt in Gegenwart von Wasser in Schwefelsäure, welche das Aluminiumsilicat zersetzt; durch Auslaugen erhält man eine concentrirte Lösung von Aluminiumsulfat, zu der man eine Lösung eines Kaliumsalzes fügt, worauf man den Alaun auskrystallisiren lässt. Anstatt des Kaliumalauns wird jetzt hauptsächlich der Ammoniumalaun, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 24\text{H}_2\text{O}$, technisch verwendet und im Grossen fabricirt, indem man gerösteten, kohlenhaltigen Schieferthon mit verdünnter Schwefelsäure erwärmt, und in diese Flüssigkeit den Dampf des Ammoniakwassers der Gasfabriken einbläst. Man kennt eine Reihe von Salzen, welche dieselbe Krystallform und entsprechende Zusammensetzung wie Alaun haben, die aber anstatt Aluminium die isomorphen Metalle Eisen, Chrom und Mangan enthalten; dieselben werden mit dem allgemeinen Namen Alaune bezeichnet. Hat man mehrere derselben in einer Lösung zusammen, so krystallisiren dieselben daraus zusammen in denselben Krystallen aus und lassen sich auf diese Weise nicht trennen. Die verschiedenen Arten von Thon sind wasserhaltige Aluminiumsilicate, welche durch Verwitterung von Feldspath und ähnlicher Felsarten entstanden sind; die Formel des Feldspathes ist $\text{AlKSi}_3\text{O}_8 = \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{K}_2\text{O} \cdot 6\text{SiO}_2$; beim Verwittern bilden sich lösliche Kaliumsalze, welche vom Wasser ausgewaschen werden, und Thon bleibt zurück; der reinste Thon ist der Porzellanthon oder Kaolin, welcher frei von Eisen und anderen Beimengungen ist. Dem Feldspathe ähnliche Doppelsilicate von Aluminium und den Alkali- und Erdalkalimetallen treten sehr häufig als schön krystallisirte Mineralien auf, wie Granat, Idokras, Glimmer u. s. w. Einige natürlich vorkommende Silicate wie Stilbit und Analcim enthalten Krystallwasser und werden Zeolite genannt.

Die löslichen Aluminiumsalze lassen sich daran erkennen, dass sie mit Ammoniak einen Niederschlag geben, welcher sich in einem Ueberschuss des Fällungsmittels nicht löst, aber in Natronlauge löslich ist. Erhitzt man eine Aluminiumverbindung, mit der Lösung eines Kobaltsalzes befeuchtet, auf Kohle vor dem Löthrohr, so färbt sie sich schön blau.

Glas, Porzellan und Thonwaaren.

Die Silicate der Alkalimetalle sind in Wasser löslich; die der Erdalkalimetalle sind unlöslich und krystallinisch, werden aber durch Säuren zersetzt; eine Verbindung der beiden Arten dagegen wird weder von Wasser noch von Säuren angegriffen, sie ist amorph und wird Glas genannt. Die verschiedenen Arten von Glas, welche technisch verwendet werden, unterscheiden sich durch ihre chemische Zusammensetzung und zeigen entsprechend derselben verschiedene Eigenschaften. Man unterscheidet:

1. Natronglas, welches aus Natrium- und Calciumsilicat besteht und zu Fensterglas, Flaschen, chemischen Apparaten u. s. w. benutzt wird.

2. Kaliglas oder böhmisches Glas, welches Kalium anstatt Natrium enthält; dasselbe ist schwerer schmelzbar als das Natronglas und wird zu Luxusgegenständen sowohl als zu chemischen Gerätschaften, welche Glühhitze ertragen müssen, wie Verbrennungsröhren, verarbeitet.

3. Bleiglas oder Flintglas enthält Kalium- und Bleisilicate; dasselbe hat ein hohes specifisches Gewicht, ist leicht schmelzbar und stark lichtbrechend und wird zu optischen Zwecken und zu Luxusgegenständen benutzt; in England werden aus demselben allgemein die im Haushalte nöthigen Glasgefässe dargestellt.

4. Gemeines grünes Glas ist ein unreines Gemisch der Silicate von Natrium, Calcium, Aluminium, Eisen u. s. w. und wird für solche Zwecke verwendet, bei denen weder auf Feinheit noch Farbe des Glases etwas ankommt.

Die Darstellung der feineren Glassorten verlangt eine sorgfältige Auswahl reiner Materialien sowohl, als Sorgfalt in der Darstellung; gewöhnlich setzt man zu dem Gemische ein Viertel oder die Hälfte seines Gewichtes Glasscherben von derselben Sorte. Die fertigen Glaswaaren müssen sehr langsam in besonderen Oefen abgekühlt werden; rasch gekühltes Glas ist ausserordentlich spröde und zerbrechlich; dies rührt davon her, dass die einzelnen Theile beim raschen Erkalten sich unregelmässig zusammenziehen und in einer gewissen Spannung verharren. Die folgende Tabelle giebt die Zusammensetzung verschiedener Glassätze:

Fensterglas.

Quarzsand	100	Thle.
Kalk	36	"
Calcinierte Soda	24	"
Glaubersalz	12	"
Arsenoxid	$\frac{1}{3}$	"
Glasscherben	100	"

Spiegelglas.

Reiner Sand	100	Thle.
Kalk	5	"
Calcinierte Soda	35	"
Arsenoxid	$\frac{1}{5}$	"
Glasscherben	100	"

Böhmisches Glas.

Reiner Sand	100	Thle.
Gereinigte Pottasche	36	"
Kreide	8	"
Braunstein	$\frac{3}{4}$	"
Glasscherben	40	"

Flintglas.

Reiner Sand	100	Thle.
Mennige	20	"
Gereinigte Pottasche	40	"
Salpeter	2	"
Glasscherben	50 — 100	"

Gefärbte Gläser bilden sich, wenn gewisse Metalloxyde in kleiner Menge im geschmolzenen Glase aufgelöst werden. So verdankt das grüne Flaschenglas seine Farbe dem Eisenoxidul, die Oxide des Mangans färben das Glas violett. Um reines weisses Glas zu erzeugen, setzt man etwas Braunstein hinzu; es ist nämlich sehr schwierig, ganz eisenfreie Materialien zu erhalten, und das Glas würde grünlich gefärbt sein, wenn nicht diese Farbe durch das complementäre Violett, welches der Braunstein erzeugt, aufgehoben würde. Zu demselben Zwecke setzt man Arsenoxid zu, welches das Eisenoxidul höher oxidirt und dadurch die grüne Färbung verhindert. Unechte Edelsteine stellt man aus leichtflüssigem, stark glänzendem und lichtbrechendem Bleiglase dar; Kobaltoxid färbt dasselbe blau wie Saphir, Eisenoxid gelb wie Topas, Kupferoxidul rubinroth, Chromoxid smaragdgrün u. s. w.

Porzellan- und Thonwaaren bestehen aus gebranntem Thon, einem mehr oder weniger reinen Aluminiumsilicat; dieselben werden mit einer Glasur, d. i. einem bei hoher Temperatur schmelzbaren Glase überzogen, um das sonst poröse Material wasserdicht zu machen und ihm zugleich mehr Stärke zu verleihen. Zu den feineren Porzellansorten verwendet man den reinsten weissen Kaolin, mit dem man gepulverten Feldspath und häufig auch etwas Kreide und feinen Quarzsand mischt, welche beim Brennen schmelzen und die Masse durchscheinend machen; die gebrannten Gefässe werden mit einer Glasur von

Feldspath überzogen, indem man dieselben in Wasser, in welchem feingepulverter Feldspath aufgerührt ist, taucht; die poröse Masse saugt Wasser auf und bedeckt sich mit einer Schicht, das Pulver, welches nach dem Trocknen durch ein zweites Brennen verglast wird. Porzellengefäße werden bei chemischen Arbeiten vielfach gebraucht, da deren Glasur von Säuren nicht angegriffen wird. Steinzeug und gewöhnliche Töpferwaaren werden mit einer sogenannten Salzglasur überzogen, die man dadurch erhält, dass man in den Töpferofen Kochsalz wirft, welches verdampft und in Berührung mit dem Thon und Wasserdampf Chlorwasserstoff und schmelzbares Natrium-Aluminium-Silicat bildet, welches die Waare mit einer dünnen Schicht überzieht; statt dieser Glasur wendet man häufig auch ein leicht schmelzbares Bleiglas an.

Die unter dem Namen Ultramarin bekannte blaue Farbe erhält man durch Erhitzen eines Gemisches von Porzellanthon, calcinirter Soda, Schwefel und Holzkohle; dieselbe enthält ein Natrium-Aluminium-Silicat, verbunden mit einem Sulfid des Natriums; verdünnte Säuren zersetzen dieselbe unter Entwicklung von Schwefelwasserstoff und Abscheidung von Schwefel und Kieselsäure. Dieselbe Verbindung findet sich als seltenes Mineral, welches den Namen Lasurstein führt.

I n d i u m.

Atomgewicht 113,8 = In.

Dies seltene Metall wurde 1863 von Reich und Richter in der Zinkblende von Freiberg aufgefunden und ist seitdem auch in anderen Zinkerzen nachgewiesen worden. Es ist ein weiches, zähes silberweisses Metall, welches bei 176° schmilzt und bei einer hohen Temperatur sich verflüchtigt und mit schön blauer Flamme zu Indiumsesquioxid, In_2O_3 , verbrennt. Das Spectrum des Indiums ist ausgezeichnet durch eine sehr helle und eine schwächere blaue Linie.

Metalle der Eisengruppe.

Mangan.	Kobalt.
Eisen.	Nickel.

M a n g a n.

Atomgewicht 55 = Mn.

Das Mangan kommt fast nur als Oxid vor. Erhitzt man ein Oxid desselben mit Kohle auf eine sehr hohe Temperatur, so erhält man das Metall, welches im reinen Zustande röthlich-weiss, spröde und so hart ist, dass es Glas ritzt. Es oxidirt sich an der Luft rasch und zerfällt zu Pulver; Wasser wird von demselben schon bei gewöhnlicher Temperatur zersetzt, weshalb man es wie die Alkalimetalle unter Steinöl aufbewahren muss. Das Mangan ist schwach magnetisch und verbindet sich wie das Eisen mit Kohlenstoff und Silicium; für sich findet es keine Verwendung; aber eine Legirung von Mangan und Eisen wird im Grossen gewonnen und bei der Darstellung von Stahl benutzt. Mit Sauerstoff geht Mangan verschiedene Verbindungen ein.

Manganmonoxid oder Manganoxidul, MnO , ist ein grünes Pulver, welches man durch Glühen des Carbonats unter Ausschluss von Luft oder durch Erhitzen der höheren Oxide im Wasserstoffstrome erhält, und welches an der Luft namentlich beim Erhitzen rasch Sauerstoff aufnimmt und sich in ein höheres Oxid verwandelt. Es ist eine starke Base und bildet mit den Säuren eine Reihe von Salzen, welche eine blassrothe Farbe haben; Alkalien fällen aus deren Lösungen weisses Manganhydroxid, $Mn(OH)_2$, welches sich an der Luft rasch braun färbt, indem es Sauerstoff aufnimmt. Mangansulfat bildet schön rosenrothe Krystalle, $MnSO_4 + 5H_2O$; man stellt dasselbe gewöhnlich durch Erhitzen von Braunstein oder Mangan-dioxid mit Schwefelsäure dar, wobei Sauerstoff entweicht:



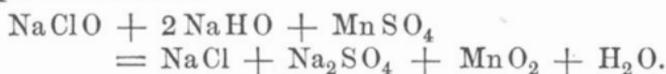
Das Manganchlorid, $MnCl_2$, erhält man durch Eindampfen des Rückstandes bei der Darstellung von Chlor aus Braunstein und Salzsäure als eine zerfliessliche Krystallmasse. Man-

Mangancarbonat, MnCO_3 , findet sich als Mineral und führt den Namen Braunsparth, welcher isomorph mit Kalkspath ist. Fällt man die Lösung eines Mangansalzes mit einem Carbonat der Alkalimetalle, so erhält man einen weissen Niederschlag von basischem Mangancarbonat; Schwefelammonium fällt aus Mangansalzlösungen fleischfarbenes Mangansulfid, MnS .

Manganesesquioxid, Mn_2O_3 , ist ein schwarzes Pulver, welches man durch Glühen irgend eines Manganoxides in Sauerstoff erhält; dasselbe kommt unter dem Namen Braunit als Mineral vor. Es ist eine schwache Base und bildet eine Reihe unbeständiger Salze, von welchen der Manganalaun, $\text{Mn}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 24\text{H}_2\text{O}$, das bekannteste ist.

Wird ein Manganoxid statt in Sauerstoff an der Luft erhitzt, so bildet sich das Oxid, $\text{Mn}_3\text{O}_4 = \text{MnO}, \text{Mn}_2\text{O}_3$; dasselbe bildet ein braunrothes Pulver, welches krystallisirt das Mineral Hausmannit bildet.

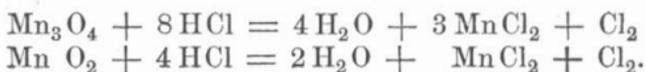
Mangandioxid, MnO_2 , ist die wichtigste der natürlich vorkommenden Manganverbindungen und wird von den Mineralogen Pyrolusit oder ächter Braunstein genannt; man erhält diese Verbindung als schwarzen wasserhaltigen Niederschlag, wenn man zu der Lösung eines Mangansalzes eine alkalische Lösung von Hypochlorit setzt:



Beim Glühen zersetzt es sich unter Sauerstoffentwicklung und Bildung des braunen Oxids:



Der im Handel vorkommende Braunstein, welcher zur Bereitung von Chlor und in der Glasfabrikation verwendet wird, ist ein Gemenge der natürlich vorkommenden Manganoxide, welche alle, mit Salzsäure erhitzt, Chlor frei machen; je mehr Pyrolusit ein Braunstein enthält, desto besser ist er, indem er aus derselben Menge von Salzsäure eine grössere Chlormenge entwickelt, wie nachstehende Gleichungen zeigen:



Braunstein wird in sehr bedeutender Menge in der Chlorkalkfabrikation gebraucht, wobei als Nebenproduct Manganchlorid erhalten wird; die Lösung dieses Salzes wurde früher

weglaufen lassen, aber in neuerer Zeit gewinnt man wieder Mangandioxid daraus, indem man erst mit gepulvertem Kalkstein neutralisirt und dann in die geklärte Lösung unter Zusatz von Kalkmilch einen Strom von Dampf und Luft einbläst. Es bildet sich erst Manganhydroxid, welches sich dann mit dem Sauerstoff zu Dioxid verbindet.

Mangansäure und Uebermangansäure. Glüht man ein Manganoxid mit Aetzkali bei Luftzutritt, so erhält man eine blaugrüne Masse, welche mit wenig Wasser eine dunkelgrüne Lösung bildet, aus der sich beim Verdampfen Krystalle von Kaliummanganat, K_2MnO_4 , ausscheiden, welche mit Kaliumsulfat und Kaliumchromat isomorph sind. Die freie Mangansäure ist nicht bekannt; setzt man zu der Lösung von Kaliummanganat eine Säure, so wird die Flüssigkeit purpurroth und Mangandioxid scheidet sich ab; dasselbe findet statt, wenn man die grüne Lösung stark mit Wasser verdünnt; das Kaliummanganat wurde deshalb früher mineralisches Chamäleon genannt. Die rothe Lösung enthält Permangansäure oder ein Permanganat:



Kaliumpermanganat, $KMnO_4$, krystallisirt in dunkelrothen, glänzenden Krystallen, welche isomorph mit Kaliumperchlorat sind. Wenn man Kaliumpermanganat mit stark abgekühlter Schwefelsäure mischt, erhält man eine dunkelgrüne schwere Flüssigkeit, welche aus Manganheptoxid, Mn_2O_7 , besteht. Dieselbe zersetzt sich rasch beim Erwärmen unter Freiwerden von Sauerstoff; dieser Sauerstoff ist reich an Ozon, und man kann ozonhaltige Luft sich schnell verschaffen, wenn man Schwefelsäure und Kaliumpermanganat in einer Flasche mischt.

Die Manganate und Permanganate geben einen Theil ihres Sauerstoffs rasch an leicht oxidirbare Körper ab und werden zur Zerstörung organischer Zersetzungsstoffe und als Oxidationsmittel im Laboratorium viel verwendet.

Die Gegenwart einer Manganverbindung lässt sich, wenn dieselbe auch nur in spurweiser Menge vorhanden ist, leicht nachweisen, indem man die zu untersuchende Verbindung mit Aetzkali und Salpeter schmilzt; bei der kleinsten Menge von Mangan nimmt die geschmolzene Masse eine grüne Farbe an.

Eisen.

Atomgewicht 56 = Fe (*Ferrum*).

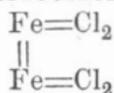
Von allen Metallen ist das Eisen das wichtigste; es findet sich auf der Erdoberfläche nur selten im gediegenen Zustande und tritt hier hauptsächlich in den Meteorsteinen auf, welche von Zeit zu Zeit aus dem Weltraum auf unsere Erde niederfallen. Die Ausbringung des Eisens aus seinen Erzen ist mit gewissen Schwierigkeiten verbunden und erfordert Kenntnisse und Fertigkeiten, welche die früheren Menschenrassen nicht besaßen; dem Zeitalter der eisernen Werkzeuge gingen die der Stein- und Bronzezeitalter voraus. Das Eisen wird in drei verschiedenen Formen technisch verwendet; dieselben unterscheiden sich durch ihre Eigenschaften sowohl als durch ihre chemische Zusammensetzung. Das Schmied- oder Stabeisen ist beinahe reines Eisen und enthält nur eine geringe Menge von Kohlenstoff; das Gusseisen ist eine Verbindung von Eisen mit wechselnden Mengen von Kohlenstoff und Silicium; der Stahl enthält weniger Kohlenstoff, als das Gusseisen. Reines Eisen in Pulverform erhält man, wenn man das Oxid in einem Strome von Wasserstoff erhitzt; dasselbe lässt sich in einer Atmosphäre von Wasserstoff aufbewahren; an der Luft geräth es schnell ins Glühen und verbrennt zu Oxid. In zusammenhängenden Massen erhält man es, wenn man Wasserstoff über erhitztes Stickstoffeisen, Fe_2N (s. S. 224), leitet, wobei Ammoniak entweicht, oder wenn man reinstes Schmiedeeisen wie feinen Clavierdraht mit Eisenoxid in einem verschlossenen Tiegel einer sehr hohen Temperatur aussetzt; das Oxid nimmt die im Metall enthaltenen Verunreinigungen auf, und man erhält ein geschmolzenes Korn von reinem Eisen. Dasselbe hat das specifische Gewicht 7,8 und eine helle, fast silberweisse Farbe, es ist weich und dabei sehr zähe, so dass ein Draht von 2 Millimeter Dicke erst bei einer Belastung von 250 Kilos reisst. Das reine Metall krystallisirt in Würfeln; hämmert man gutes Schmiedeeisen gleichförmig nach allen Richtungen aus, so zeigt es einen körnig krystallinischen Bruch; zu Stäben ausgerollt, wird es faserig und erscheint dann auf der Bruchfläche zackig; je vollkommener das faserige Gefüge des Schmiedeeisens ist, je zäher ist dasselbe und daher um so werthvoller für technische Zwecke. Durch lange anhaltende Erschütterungen verwandelt sich das zähe faserige Eisen in sprödes krystallinisches; das plötzliche Brechen

der Achsen von Eisenbahnwagen, durch welches schon häufig Unglücksfälle herbeigeführt wurden, beruht auf dieser Umänderung. Reines Eisen und Schmiedeeisen schmelzen erst bei einer Temperatur, welche über 1500° liegt, werden aber vor dem Schmelzen weich und lassen sich leicht mit dem Hammer bearbeiten und schweissen, d. h. zwei Eisenstücke, welche eine oxidfreie Oberfläche haben, lassen sich zu einem Stücke zusammenhämmern. Das Eisen wird stark vom Magnete angezogen; in der Glühhitze verliert es diese Eigenschaft, nimmt sie aber beim Erkalten wieder an. In Berührung mit einem Magnet wird das Eisen selbst magnetisch; das reine Metall verliert diese Eigenschaft, sobald man den Magnet entfernt; kohlehaltiges Eisen aber bleibt magnetisch und kann durch Bestreichen in einen kräftigen Magnet verwandelt werden. Unter den Verbindungen des Eisens zeichnen sich der Magneteisenstein und der Magnetkies durch starken Magnetismus aus. In zusammenhängender Masse oxidirt es sich nicht in vollkommen trockener Luft bei gewöhnlicher Temperatur und behält seinen Metallglanz; ebenso bleibt es in reinem Wasser unverändert; enthält aber das Wasser Kohlensäure und tritt Luft hinzu, so findet rasche Oxidation statt, und es bedeckt sich an feuchter Luft rasch mit einer Schicht von Rost oder Eisenhydroxid. Wird Eisen bei Luftzutritt erhitzt, so bedeckt es sich mit einer Schicht von schwarzem Oxid (Hammerschlag); dieselbe Verbindung entsteht, wenn Eisen in Sauerstoff verbrannt wird, und wenn über dasselbe in der Glühhitze Wasserdampf geleitet wird; das Wasser wird dabei zersetzt unter Freiwerden von Wasserstoff.

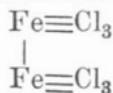
Das Eisen ist vierwerthig und bildet zwei basische Oxide. In dem Ferroxid, Fe_2O_2 , sind zwei Atome Eisen mit je zwei Verbindungseinheiten vereinigt; demselben entsprechen eine Reihe von Salzen, welche weiss oder grün gefärbt sind; im Eisensesquioxid oder Ferrioxid, Fe_2O_3 , und den demselben entsprechenden Salzen, welche eine braune oder gelbe Farbe haben, sind 2 Atome Eisen durch je eine Verbindungseinheit zusammengehalten, wodurch eine sechswerthige Gruppe entsteht; man benennt die Verbindungen des Eisens, welche sich vom Ferroxid ableiten, Ferroverbindungen, und diejenigen, in welchen 2 Eisenatome mit sechs Verbindungseinheiten enthalten sind, Ferriverbindungen*):

*) Dass diese Verbindungen wirklich zwei Atome Eisen im Molecül enthalten, ergibt sich aus der specifischen Wärme des Metalles und dem

Ferrochlorid



Ferrichlorid



1. Ferroverbindungen.

Das Oxid, FeO, welches auch Eisenoxidul genannt wird, ist im reinen Zustande wenig bekannt, da es mit grosser Begierde Sauerstoff aufnimmt und sich höher oxidirt. Bringt man ein Alkali zu der Lösung eines Ferrosalzes, so erhält man einen weissen Niederschlag von Ferrohydroxid, Fe(OH)₂; man kann dasselbe nur rein erhalten, wenn Sauerstoff vollständig abgeschlossen ist; an der Luft färbt es sich rasch erst grün, dann schwarz und geht zuletzt in braunes Ferridhydroxid über. Das Ferroxid färbt die Boraxperle und Glas grün und ist Ursache der grünen Färbung der gewöhnlichen Weinflaschen.

Ferrosulfat, FeSO₄ + 7H₂O, bildet hellgrüne monoklinische Krystalle; es ist das wichtigste der Eisensalze und wird unter dem Namen Eisenvitriol zur Bereitung von Tinte und in der Färberei zur Erzeugung schwarzer und violetter Farben in bedeutender Menge verbraucht. Man erhält dasselbe durch Auflösen von Eisenabfällen in verdünnter Schwefelsäure oder durch langsame Oxidation von geröstetem Eisenkies FeS₂ an der Luft; der Eisenkies verliert beim Rösten die Hälfte des Schwefels, das Ferrosulfid FeS nimmt in Gegenwart von Wasser Sauerstoff auf und verwandelt sich in Eisenvitriol, welchen man durch Auslaugen der Masse mit Wasser und Ab-

Volumgewichte des Ferrichloriddampfes. Die spezifische Wärme des Eisens ist 0,114 und folglich sein Atomgewicht $\frac{6,4}{0,114} = 56$; der Dampf

des Ferrichlorids hat aber das Volumgewicht 162,5; das Moleculargewicht dieser Verbindung ist daher 325 und die Molecularformel Fe₂Cl₆. Die Moleculargrösse einer Ferroverbindung konnte bis jetzt nicht bestimmt werden; dieselben müssen aber jedenfalls zum mindesten 2 Atome Eisen enthalten; denn enthielten sie nur ein Atom, so würden sie flüchtiger als die Ferriverbindungen sein, was nicht der Fall ist. Der Einfachheit halber nimmt man jedoch gewöhnlich an, dass sie nur ein Atom Metall enthalten, wie auch bei den entsprechenden Verbindungen der anderen Metalle dieser Gruppe, die ebenfalls vierwerthig sind.

dampfen der Lösung in Krystallen erhält. Beim Erhitzen verliert der Eisenvitriol 6 Atome Wasser und verwandelt sich in ein weissliches Pulver, $\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. Wie alle Ferrosalze nimmt diese Verbindung, namentlich in Lösung, an der Luft Sauerstoff auf und verwandelt sich in eine Ferriverbindung.

Mit den Sulfaten der Alkalimetalle verbindet es sich zu schön krystallisirten Doppelsalzen, wie $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4 + 6\text{H}_2\text{O}$, die isomorph mit den entsprechenden Verbindungen in der Magnesiumgruppe sind.

Ferrochlorid oder Eisenchlorür, FeCl_2 , erhält man durch Ueberleiten von trockenem Chlorwasserstoff über erhitzte Eisenfeilspäne als eine weisse Masse; wird dieselbe in einem Strome von Ammoniakgas schwach geglüht, so entweichen Salmiak, Wasserstoff und Stickstoff, und eine spröde metallglänzende Masse von Stickstoffeisen, Fe_2N , bleibt zurück. Löst man Eisen in Salzsäure auf und verdampft die Lösung, so erhält man grüne Krystalle von wasserhaltigem Ferrochlorid, $\text{FeCl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$.

Ferrocyanat, FeCO_3 , bildet unter dem Namen Spath-eisenstein das bekannte wichtige Eisenerz, welches isomorph mit Kalkspath ist und gewöhnlich aus einem Gemisch der isomorphen Carbonate von Eisen, Mangan, Magnesium und Calcium besteht. Mit Thon gemengt tritt es in grossen Massen in der Steinkohlenformation, namentlich in England auf und wird da unter dem Namen Thoneisenstein in bedeutender Menge zur Gewinnung von Eisen benutzt. Das Ferrocyanat ist in kohlen säurehaltigem Wasser löslich und findet sich in dieser Form in einigen Mineralquellen, den sogenannten Stahlwassern.

Ferrosulfid oder Einfach-Schwefeleisen, FeS , erhält man durch Erhitzen von Eisen mit Schwefel als einen schwarzen porösen Körper, welcher bei höherer Temperatur schmilzt und beim Erkalten zu einer krystallinischen, metallglänzenden Masse erstarrt. Diese Verbindung findet im Laboratorium häufige Anwendung zur Darstellung von Schwefelwasserstoff. Der als Mineral so häufig auftretende Eisenkies, FeS_2 , findet sich in Krystallen des regulären Systems und hat eine messinggelbe Farbe. Man verbraucht denselben in grosser Menge zur Fabrikation von Schwefelsäure.

2. Ferriverbindungen.

Das Ferrioxid oder Eisensesquioxid, Fe_2O_3 , findet sich als Mineral, welches Rotheisenstein genannt wird und eines der wichtigsten Eisenerze ist. Dasselbe findet sich häufig als Eisenglanz in metallglänzenden dunkelgrauen Krystallen. Zu Pulver zerrieben hat das Oxid eine rothe Farbe; das durch Glühen von Eisenvitriol künstlich dargestellte wird als rothe Anstrichfarbe und zum Poliren von Metallen und Glas benutzt. Setzt man der Lösung eines Ferrisalzes eine Lösung von Ammoniak oder Aetzkali zu, so entsteht ein voluminöser brauner Niederschlag von Ferrihydroxid oder Eisenoxidhydrat, $\text{Fe}_2(\text{OH})_6$. Der Brauneisenstein, ein sehr werthvolles Eisenerz, hat die Zusammensetzung $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Fe}_2(\text{OH})_6$; eine ähnliche Verbindung ist der Eisenrost; alle diese Hydroxide geben beim Erhitzen Wasser ab und verwandeln sich in Ferrioxid.

Ferrichlorid oder Eisenchlorid, Fe_2Cl_6 , bildet im wasserfreien Zustande glänzend braun-rothe Krystallblättchen; man erhält dasselbe durch Erhitzen von Eisen in trockenem Chlorgas; es ist an der Luft zerfliesslich und bildet eine braune Lösung. In Lösung erhält man diese Verbindung am besten durch Einleiten von Chlorgas in eine Lösung von Ferrochlorid.

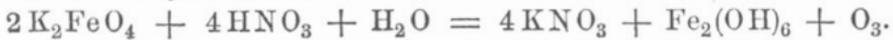
Ferroverbindungen werden durch oxidirende Körper leicht in Ferriverbindungen übergeführt; durch desoxidirende Substanzen werden die letzteren wieder zu Ferroverbindungen reducirt. Leitet man z. B. Schwefelwasserstoff in eine Lösung von Ferrichlorid, so wird dieselbe farblos und durch abgeschiedenen Schwefel milchig getrübt:



Die Ferrosalze haben im wasserhaltigen Zustande eine grüne Farbe und geben eine grünliche oder farblose Lösung; wasserfrei sind sie weiss. Ihre Lösungen geben mit den Alkalien einen weissen, an der Luft rasch braun werdenden Niederschlag; Blutlaugensalz erzeugt darin eine weisse oder hellblaue Fällung, der Niederschlag färbt sich an der Luft durch Aufnahme von Sauerstoff dunkelblau. Die braunen oder gelben Ferrisalze werden durch Blutlaugensalz gleich dunkelblau gefällt (Berlinerblau), und die Alkalien fällen aus ihren Lösungen rothbraunes Ferrihydroxid.

Das schwarze oder magnetische Eisenoxid, $F_3O_4 = Fe_2O_3 + FeO$, kommt in der Natur in regelmässigen Octaëdern vor und wird in der Mineralogie Magnetisenstein genannt. In Schweden und Norwegen tritt es in mächtigen Massen auf und bildet die Hauptquelle des vorzüglichen schwedischen Eisens. Setzt man ein Alkali zu einem Gemische eines Ferro- und Ferridsalzes, so erhält man dieselbe Verbindung als einen schwarzen Niederschlag, der Wasser enthält. Das entsprechende Sulfid Fe_3S_4 ist ebenfalls magnetisch und führt als Mineral den Namen Magnetkies.

Eisensäure. Das Kaliumsalz dieser Verbindung, das Kaliumferrat, K_2FeO_4 , erhält man durch Erhitzen von Salpeter mit Eisenoxid als eine dunkelrothe Masse, welche sich in Wasser mit rother Farbe löst; die Säure selbst lässt sich nicht isoliren; setzt man zu einer Kaliumferratlösung eine Säure, so scheidet sich Ferrihydroxid ab und Sauerstoff entweicht:

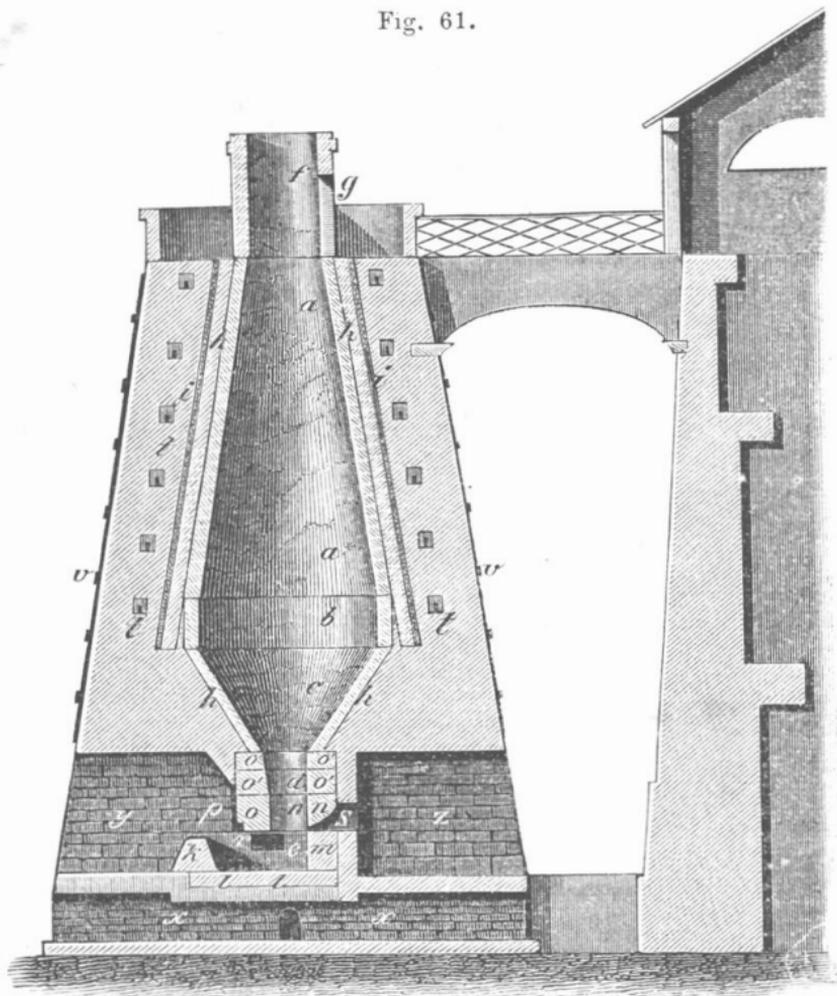


Metallurgie des Eisens.

Die älteste Methode, das Eisen aus seinen Erzen auszubringen, bestand darin, dass man dieselben mit Holz- oder Steinkohle gemischt in einem Windofen erhitzte und die sich dabei bildende schwammige Masse von Schmiedeseisen aushämmerte. Dieses Verfahren lässt sich mit Vorthheil nur in kleinem Maassstabe und mit reichen Eisenerzen ausführen und ist längst ersetzt durch eine weniger einfache Methode, welche aber den Vorthheil hat, dass sie sich bei allen Sorten von Erz anwenden lässt. Man stellt zunächst Gusseisen dar und entzieht demselben dann Silicium und Kohlenstoff, um es in Schmiedeseisen zu verwandeln. Die Erze werden zuerst geröstet, um sie aufzulockern und mürbe zu machen; Spatheisenstein und Brauneisenstein verwandeln sich dabei in Eisensesquioxid; sodann werden sie mit Holzkohle, Steinkohle oder Coaks und dem sogenannten Zuschlage gemischt in den Hohofen gebracht. Der Zuschlag richtet sich nach Art der Erze; enthalten dieselben viel Silicate, wie Thon, so setzt man Kalkstein zu; sind sie silicatarm, so mischt man Sand oder Thon bei. Der Hohofen (Fig. 61) hat einen Hohlraum (Schacht) von der Form eines doppelten Kegels und ist aus feuerfesten Ziegelsteinen und Sandstein aufgebaut; seine Höhe beträgt gewöhnlich ungefähr 10 bis 15 Me-

ter, und der Durchmesser an der weitesten Stelle 4 bis 6 Meter. Der Ofen ist am Boden geschlossen, und die zur Verbrennung erforderliche Luft wird mittelst eines Gebläses (*d*) eingetrieben. Die Mischung von Erz, Kohle und Zuschlag wird durch die

Fig. 61.



obere Oeffnung (die Gicht) eingeworfen und, sobald die brennende Masse niedersinkt, neue Beschickung eingeführt; das geschmolzene Eisen wird unten abgelassen, so dass ein Hohofen mehrere Jahre in ununterbrochenem Betriebe bleibt. Der unterste Theil des Ofens wird Herd genannt. Hier sammeln sich das geschmolzene Metall und die Schlacke an; das erstere wird

von Zeit zu Zeit durch eine besondere Oeffnung abgelassen und in Sandformen gegossen; die obenauf schwimmende leichtere Schlacke läuft, sobald sich genug angesammelt, fortwährend durch die obere Oeffnung des Herdes aus.

Die erste chemische Veränderung, welche das geröstete Erz oder unreine Eisenoxid bei dem Durchgang durch den Hohofen erleidet, ist die, dass es zu einer schwammigen Masse von metallischem Eisen reducirt wird durch das Kohlenoxid, welches in den unteren brennenden Kohlschichten erzeugt wird; die Temperatur in diesem Theile des Ofens ist nicht hoch genug, um das Eisen zu schmelzen; dasselbe sinkt mit dem Zuschlag in die heisseren Theile des Ofens herab, wo eine zweite chemische Veränderung vor sich geht. Das Eisen verwandelt sich durch Aufnahme von Kohlenstoff in Gusseisen, welches viel leichter schmilzt, als das reine Eisen, und zugleich entsteht aus dem Zuschlag ein schmelzbares Calcium-Aluminiumsilicat, die Schlacke, welche das geschmolzene Metall einhüllt und vor der oxidirenden Wirkung der Gebläseluft schützt; beide fliessen sodann durch den am stärksten erhitzten Theil des Ofens; hierbei reducirt das geschmolzene Metall aus der Schlacke etwas Silicium und verbindet sich damit.

Gusseisen ist keine bestimmte Verbindung von Eisen mit Kohlenstoff und Silicium, sondern dasselbe zeigt je nach den Verhältnissen, unter welchen es entstanden, viele Abänderungen, je nachdem sie mehr oder weniger Kohlenstoff und Silicium enthalten. Das Spiegeleisen ist sehr hart und spröde, hat eine silberweisse Farbe und einen grossblättrig krystallinischen Bruch; es enthält von allen Gusseisensorten die grösste Menge Kohlenstoff, und seine Zusammensetzung entspricht, wenn man von dem kleinen Siliciumgehalt absieht, nahe der Formel Fe_4C ; das gewöhnliche weisse Roheisen enthält etwas weniger Kohlenstoff, dasselbe ist etwas weicher und hat einen körnigen Bruch; das graue Gusseisen enthält neben chemisch gebundenem Kohlenstoff solchen noch in Form von kleinen Graphitblättchen beigemengt, wodurch die graue Farbe erzeugt wird; es ist weicher als die beiden ersten Sorten und nicht spröde und wird zu Gusswaaren verwendet, während die Sorten des weissen Roheisens zur Darstellung von Schmiedeisen und Stahl dienen. Das meiste Gusseisen enthält geringe Mengen von Schwefel und Phosphor, welche als Verunreinigungen betrachtet werden müssen.

Um das Gusseisen in Schmied- oder Stabeisen zu verwan-

deln, entzieht man demselben den grössten Theil des Kohlenstoffs sowie des Siliciums, Schwefels und Phosphors, indem man das geschmolzene Metall in offenen Herden (Frischherden) oder in Flammöfen (Puddlingsprocess) einem Luftstrom aussetzt; die geschmolzene Masse bedeckt sich bald mit einer Schicht von Oxid und wird öfters umgewendet und mit eisernen Stangen durchgearbeitet; dabei wird sie immer dickflüssiger und lässt sich zuletzt zu einem zusammenhängenden Klumpen, die Luppe genannt, vereinigen. Während dieses Processes entweicht der Kohlenstoff als Kohlenoxid. Das Silicium verbrennt zu Kieselerde, welches sich mit dem Eisenoxid zu einer Schlacke vereinigt, und Schwefel und Phosphor werden ebenfalls oxidirt. Die Luppe wird mit Zangen aus dem Ofen genommen und unter dem Eisenhammer oder Walzwerk weiter zu Blech oder Stäben verarbeitet. Der Stahl steht hinsichtlich des Kohlenstoffgehaltes in der Mitte zwischen Schmiedeeisen und Gusseisen; zu seiner Darstellung verwendet man gutes Stabeisen, um denselben frei von Silicium, Schwefel und Phosphor zu erhalten; dasselbe wird in kleineren Stücken in Kohlenpulver eingehüllt und damit längere Zeit zur Rothgluth erhitzt, wobei sich Kohlenstoff mit dem Eisen verbindet. Man erhält so den sogenannten Cementstahl; derselbe enthält mehr Kohlenstoff auf der Aussenseite als im Inneren; um denselben gleichförmig zu machen, wird er entweder öfters umgeschweisst (Gerbstahl) oder geschmolzen (Gussstahl).

Neuerdings wird der Gussstahl vermittelt einer andern Methode direct aus Roheisen dargestellt, welche nach dem Erfinder das Bessemer'sche Verfahren genannt wird. Dasselbe besteht darin, dass durch das geschmolzene Roheisen in einem eigenthümlichen grossen birnförmigen Gefässe, welches aus feuerfestem Thon und Schmiedeeisen gefertigt ist, ein starker Luftstrom geblasen wird, wobei Kohlenstoff und Silicium vollständig oxidirt werden und sich Schmiedeeisen bildet, das man in Stahl verwandelt durch Zusatz von so viel Spiegeleisen, als nothwendig ist, um die richtige Menge von Kohlenstoff einzuführen. Auf diese Weise lassen sich 6000 Kilogramm Roheisen in 20 Minuten in Stahl verwandeln; der Bessemer-Stahl wird in der neuesten Zeit in bedeutender Menge dargestellt und zu Achsen für Eisenbahnwagen, für Schienen, Platten, für Dampfkessel und ähnliche Zwecke verwendet, für welche er grosse Vorzüge vor Schmiedeeisen voraus hat, und es hat den Anschein, dass durch dieses Verfahren die alte Eisenindustrie einer voll-

ständigen Umwaltung entgegengehe. Stahl enthält 1 bis 2 Proc. Kohlenstoff; derselbe hat kein faseriges Gefüge wie Stabeisen, sondern ist feinkörnig; er ist leichter schmelzbar, lässt sich besser unter dem Hammer bearbeiten und rostet schwerer als Stabeisen. Kühlt man glühenden Stahl durch Eintauchen in kaltes Wasser rasch ab, so wird er sehr spröde und dabei so hart, dass er Glas ritzt; durch Erwärmen und langsames Erkalten wird er wieder weich und geschmeidig und zwar um so mehr, je stärker er erhitzt wird, und man kann durch passendes Verfahren denselben leicht von jeder beliebigen Härte oder Geschmeidigkeit darstellen. Diese Eigenschaften, verbunden mit seiner Schmelzbarkeit und Schweissbarkeit, erklären seine vielseitige Anwendung zu den verschiedensten Zwecken.

K o b a l t.

Atomgewicht 58,7 = Co.

Das Kobalt ist ein rothlichweisses, sehr zähes Metall, welches so schwer schmelzbar wie Eisen ist und wie dieses stark vom Magnete angezogen wird. Es kommt nicht gediegen in der Natur vor; mit Arsen verbunden bildet es den Speiskobalt und mit Arsen und Schwefel den Glanzkobalt. Das Metall hat das spezifische Gewicht 8,5; in Salzsäure und verdünnter Schwefelsäure löst es sich langsam unter Entwicklung von Wasserstoff. Die Kobaltverbindungen zeichnen sich durch brillante Färbung aus und werden daher als Farben verwendet; Glas wird davon prachtvoll blau gefärbt; solches Glas wurde früher im Grossen dargestellt und fein gemahlen unter dem Namen Smalte vielfach verwendet, ist indessen jetzt fast ganz durch Ultramarin verdrängt. Kobalt verbindet sich mit Sauerstoff in verschiedenen Verhältnissen; das Monoxid, CoO , ist eine starke Base und bildet eine Reihe von Salzen, welche im wasserhaltigen Zustande dunkelrosenroth, wasserfrei aber blau gefärbt sind. Aus ihren Lösungen fällt Aetzkali rosenrothes Kobalhydroxid, Co(OH)_2 , welches unter Ausschluss von Luft erhitzt in Wasser und braunes Monoxid zerfällt.

Kobaltchlorid, CoCl_2 , erhält man durch Auflösen des Metalles oder Oxides in Salzsäure; die Lösung giebt beim Verdampfen rothe Krystalle von wasserhaltigem Salz, $\text{CoCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$;

beim starken Erhitzen entsteht die wasserfreie Verbindung in blauen Krystallen.

Kobaltnitrat, $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, und Kobaltsulfat, CoSO_4 , sind ebenfalls leicht in Wasser löslich; das letztere krystallisirt mit 7 Moleculen Wasser und ist dem Bittersalz isomorph. Versetzt man die Lösung eines Kobaltsalzes mit Schwefelammonium, so entsteht ein schwarzer Niederschlag von Kobaltsulfid, CoS , welches von kalter verdünnter Salzsäure nicht zersetzt wird. Wird das Monoxid an der Luft geglüht, so nimmt es Sauerstoff auf und verwandelt sich in Co_3O_4 , eine dem magnetischen Eisenoxid analoge Verbindung.

Kobaltsesquioxid, Co_2O_3 , erhält man als schwarzen, wasserhaltigen Niederschlag, wenn man die Lösung eines Kobaltsalzes mit einer Chlorkalklösung mischt; dasselbe ist nicht basisch; in Salzsäure löst es sich unter Chlorentwicklung zu Kobaltchlorid. Wird Kobaltoxid bei Luftzutritt mit Aetzkali erhitzt, so löst es sich darin mit dunkelblauer Farbe auf, indem sich die Kaliumverbindung einer Kobaltsäure bildet, deren Zusammensetzung noch zweifelhaft ist.

Kobaltverbindungen lassen sich leicht daran erkennen, dass sie in der kleinsten Menge mit Glas zusammengeschmolzen dasselbe tiefblau färben; dieselbe Färbung ertheilen sie einer Boraxperle, welche man durch Erhitzen von Boraxpulver auf Platindraht erhält.

N i c k e l.

Atomgewicht 58,7 = Ni.

Das Nickel findet sich mit Arsen verbunden als Kupfernickel und mit Arsen und Schwefel im Nickelglanz und einigen anderen Mineralien und ist neben Kobalt ein steter Begleiter des Meteoreisens. Man erhält das Metall durch Reduction des Oxides mit Kohle und stellt es im Grossen dar zur Fabrikation von Neusilber, einer Legirung von Nickel, Zink und Kupfer. Das Nickel ist ein weisses, zähes, hämmerbares Metall; es hat das specifische Gewicht 8,8, schmilzt bei einer etwas niedrigeren Temperatur als Eisen und ist stark magnetisch. Die Oxide entsprechen denen des Kobalts.

Nickelmonoxid, NiO , wird durch Erhitzen von Nickelnitrat oder Carbonat erhalten, oder wenn man Nickelhydroxid, Ni(OH)_2 , ein apfelgrünes Pulver, welches durch Zusatz von Kalilauge zu der Lösung eines Nickelsalzes entsteht, unter Luftabschluss glüht.

Nickelsulfat, $\text{NiSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$, bildet grüne, dem Kobaltsulfat isomorphe Krystalle und verbindet sich wie dieses und die Sulfate der Magnesiumgruppe mit den Sulfaten der Alkalimetalle zu schön krystallisirten Doppelsalzen, welche 6 Molecüle Krystallwasser enthalten.

Nickelsesquioxid, Ni_2O_3 , und Nickelsulfid werden wie die entsprechenden Kobaltverbindungen erhalten, mit denen sie die grösste Aehnlichkeit haben, wie überhaupt die Verbindungen dieser zwei Metalle in ihrem chemischen Verhalten die grösste Uebereinstimmung zeigen. Die Nickelverbindungen unterscheiden sich von denen des Kobalts dadurch, dass sie die Boraxperle röthlich färben und dass die Nickelsalze im wasserfreien Zustande gelb und im wasserhaltigen grün gefärbt sind.

Metalle der Chromgruppe.

Chrom.	Wolfram.
Molybdän.	Uran.

C h r o m.

Atomgewicht 52,2 = Cr.

Die Verbindungen dieses Metalles sind weder sehr allgemein verbreitet, noch kommen sie in grosser Menge vor; das wichtigste Erz ist der Chromeisenstein, Cr_2FeO_4 , eine dem Magneteisenstein isomorphe Verbindung, welche sich in Amerika, Norwegen und den Shetlandinseln findet; seltener kommt das Rothbleierz, PbCrO_4 , vor. Die Verbindungen des Chroms zeichnen sich alle durch schöne Färbung aus, und viele derselben finden deshalb als Farbmaterialien Anwendung (*χρώμα*, Farbe). Das Metall erhält man durch Erhitzen von Chromchlorid mit Natrium als krystallinisches Pulver; es ist eine der schwer schmelzbarsten Substanzen und schmilzt selbst nicht bei einer Temperatur, bei welcher Platin schmilzt und verdampft. Mit Sauerstoff verbindet es sich in mehreren Verhältnissen.

Die zwei niedersten Oxide, das Monoxid, CrO , und das Sesquioxid, Cr_2O_3 , sind Basen, welche den Oxiden des Eisens entsprechen, und wie dieselben sich mit einander zu einer dem magnetischen Eisenoxid analogen Verbindung, $\text{Cr}_3\text{O}_4 = \text{CrO}, \text{Cr}_2\text{O}_3$, vereinigen; das Chromtrioxid, CrO_3 , löst sich in Wasser zu einer stark sauren Flüssigkeit auf.

1. Chromoverbindungen.

Diese den Ferroverbindungen sich anschliessenden Verbindungen sind wenig bekannt, da sie mit grosser Begierde Sauerstoff aufnehmen und sich in Chromiverbindungen verwandeln.

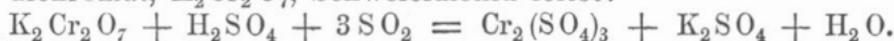
Chromochlorid, CrCl_2 , erhält man durch Ueberleiten von Wasserstoff über erwärmtes Chromichlorid; es ist ein weisses Salz, das sich in Wasser mit blauer Farbe löst; aus dieser Auflösung fällt Kalilauge braunes Chromohydroxid, $\text{Cr}(\text{OH})_2$; das Oxid CrO selbst ist noch nicht dargestellt.

2. Chromiverbindungen.

Aus der Lösung eines Chromisalzes fällt Ammoniak grünes Chromihydroxid, $\text{Cr}_2(\text{OH})_6$, welches beim Erhitzen unter Abgabe von Wasser in Chromioxid, Cr_2O_3 , übergeht, ein grünes Pulver, welches zum Grünfärben von Glas und in der Porcellanmalerei Anwendung findet. Dasselbe ist im Smaragd enthalten und ertheilt diesem Edelstein seine schön grüne Farbe. Von sehr schöner Farbe erhält man es, wenn man Kaliumdichromat mit Bortrioxid gemischt glüht und die Masse mit Wasser auszieht, wobei ein schön grünes Pulver, $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Cr}_2(\text{OH})_6$ zurückbleibt, welches unter dem Namen Guignetsgrün statt des giftigen Schweinfurtergrüns Verwendung findet.

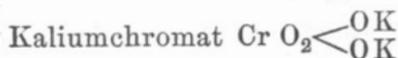
Die Chromisalze haben eine grüne Farbe, kommen aber auch in einer violetten Abänderung vor. Löst man Chromihydroxid in Salzsäure, so erhält man eine dunkelgrüne Lösung, welche beim Verdampfen zu einer violetten, leicht in Wasser löslichen Masse von Chlorid, Cr_2Cl_6 , eintrocknet. Leitet man Chlorgas über ein zum Glühen erhitztes Gemisch von Holzkohle und Chromsesquioxid, so erhält man ein Sublimat von Chromichlorid, welches prächtig glänzende violette Krystallblätter bildet, die sich in Wasser nur sehr langsam bei längerem Kochen lösen; aber leicht wenn die geringste Spur Chromochlorid gegenwärtig ist. Chromalaun, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 24\text{H}_2\text{O}$, bildet dunkelviolette Krystalle; man erhält dieses Salz, wenn

man in eine mit Schwefelsäure versetzte Lösung von Kaliumdichromat, $K_2Cr_2O_7$, Schwefeldioxid leitet:



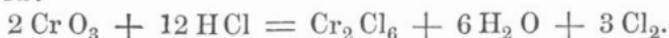
3. Chromsäure.

Schmilzt man eine Chromverbindung mit Salpeter und Kaliumcarbonat, so wird dieselbe oxidirt, und die gelbe Schmelze enthält Kaliumchromat, K_2CrO_4 ; auf diese Weise wird der Chromeisenstein verarbeitet, um andere Chromverbindungen daraus darzustellen. Das gelbe Kaliumchromat ist isomorph mit Kaliumsulfat und Manganat; setzt man zu einer Lösung derselben so viel Schwefelsäure, als nöthig ist, um die Hälfte des Kaliums aufzunehmen, so erhält man eine gelbrothe Lösung, aus der sich beim Verdampfen grosse gelbrothe Krystalle von Kaliumdichromat, $K_2Cr_2O_7$, absetzen; diese Verbindung wird fabrikmässig dargestellt und kommt im Handel unter dem Namen rothes chromsaurer Kali vor; man benutzt dasselbe zur Darstellung der verschiedenen Chromfarben und anderer Chrompräparate; setzt man zu einer Auflösung dieses Salzes Chromtrioxid, so erhält man beim Verdampfen Krystalle von Kaliumtrichromat, $K_2Cr_3O_{10}$. Die Constitution dieser Verbindungen wird durch folgende Formeln deutlicher:



Versetzt man eine concentrirte Lösung von Kaliumchromat mit einem Ueberschuss von Schwefelsäure, so scheidet sich Chromtrioxid, CrO_3 , in rubinrothen Nadeln aus; es ist sehr löslich in Wasser und zerfliesst an der Luft; die Lösung hat eine stark saure Reaction und enthält Chromsäure, H_2CrO_4 , welche nur in wässriger Lösung bekannt ist. Beim Verdampfen entweicht das Wasser und Chromtrioxid bleibt zurück. Leicht oxidirbare Körper reduciren diese Verbindung ausserordentlich leicht; tropft man Weingeist auf einige Krystalle von Chromtrioxid, so tritt Entzündung ein, und es entsteht schön grünes Sesquioxid.

Kocht man eine Lösung von Chromtrioxid oder Kaliumdichromat mit Salzsäure, so entsteht unter Chlorentwicklung Chromchlorid:

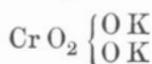
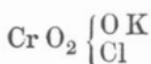
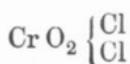


Wird Chromtrioxid mit Schwefelsäure erhitzt, so entweicht Sauerstoff:



Setzt man zu der Lösung eines Chromates eine Lösung eines Bleisalzes, so entsteht ein schön gelber Niederschlag von Bleichromat, PbCrO_4 , welches unter dem Namen Chromgelb als Farbe bekannt ist. Behandelt man dasselbe mit der Lösung eines Alkalis, so entsteht ein orangerotes basisches Bleichromat, $\text{CrO}_2 \begin{Bmatrix} \text{OPb} \\ \text{OPb} \end{Bmatrix} \text{O}$. Dieselbe Verbindung wird erhalten durch Eintragen von Chromgelb in geschmolzenen Salpeter, als schön zinnoberrothes krystallinisches Pulver, das im Handel als Chromroth vorkommt. Silbersalze werden von den Chromaten dunkelroth gefällt, durch Bildung von unlöslichem Silberchromat, Ag_2CrO_4 ; Bariumsalze erzeugen damit einen blassgelben Niederschlag, aus Bariumchromat, BaCrO_4 , bestehend.

Chromoxychlorid oder Chromylchlorid, CrO_2Cl_2 . Diese dem Sulfurylchlorid analoge Verbindung erhält man durch Destillation von Kaliumdichromat mit Kochsalz und Schwefelsäure als eine dunkelblutrothe, rauchende Flüssigkeit, welche das specifische Gewicht 1,92 hat und bei 118° siedet; sein Dampf hat das Volungewicht 77,6. Von Wasser wird dieselbe in Chlorwasserstoff und Chromtrioxid zersetzt. Löst man Kaliumdichromat in warmer Salzsäure auf, so scheiden sich beim Erkalten grosse, blätterige, rothgelbe Krystalle von Kaliumchlorchromat, KClCrO_3 , aus. Diese Verbindung steht in der Mitte zwischen Kaliumchromat und Chromoxychlorid:



Chromoxychlorid Kaliumchlorchromat Kaliumchromat

Eine verdünnte Lösung von Chromtrioxid wird von Wasserstoffdioxid prachtvoll blau gefärbt; die Lösung enthält wahrscheinlich eine der Permangansäure analoge Verbindung, die Perchromsäure. Diese Lösung ist sehr unbeständig und zersetzt sich nach kurzer Zeit unter Sauerstoffentwicklung.

Die Chromverbindungen lassen sich sehr leicht daran er-

kennen, dass sie mit Salpeter und Pottasche geschmolzen eine gelbe Salzmasse geben, deren mit Salpetersäure neutralisirte Lösung durch Bleisalze gelb und durch Silbersalze roth gefällt wird; die gelbe Farbe der Flüssigkeit wird durch reducirende Verbindungen in eine grüne verwandelt. Chromverbindungen färben die Boraxperle smaragdgrün.

M o l y b d ä n .

Atomgewicht 96 = Mo.

Molybdän findet sich hauptsächlich in zwei Mineralien, im Molybdänglanz oder Wasserblei, MoS_2 , in krystallinisch blätterigen Massen oder tafelförmigen Krystallen von bleigrauer Farbe, die sich fettig wie Graphit anfühlen und wie dieser auf Papier abfärben und im Gelbbleierz PbMoO_4 . Röstet man Molybdänglanz an der Luft, so wird er zu Molybdäntrioxid MoO_3 oxydirt, ein weisses krystallinisches Pulver, welches mehrere Reihen von meist farblosen Salzen bildet, welche den Chromaten entsprechen. Ammoniummolybdat $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$, wird als Reagens für Phosphorsäure benutzt; fügt man es im Ueberschuss zu einer mit Salpetersäure versetzten Lösung eines Phosphates, so bildet sich ein dichter gelber Niederschlag von Ammoniumphosphomolybdat, eine Verbindung von complicirter Zusammensetzung, welche nur kleine Mengen von Phosphorsäure und Ammoniak enthält. Arsensäure giebt eine ähnliche Reaction.

Erhitzt man Molybdäntrioxid mit Holzkohle in der stärksten Hitze eines Gebläseofens, so erhält man das Metall; derselbe ist silberweiss, spröde und äusserst schwierig schmelzbar.

W o l f r a m .

Atomgewicht 184 = W.

Dieses Metall ist nicht selten und kommt als Wolfram-erz, FeWO_4 , Scheelit, CaWO_4 und seltener als Wolfram-bleierz, PbWO_4 vor.

Um das Metall zu erhalten, erhitzt man Wolframtrioxid in einem Wasserstoffstrome; man erhält so ein hellgraues körniges Pulver, welches nur bei einer ausserordentlich hohen Temperatur schmilzt. Das geschmolzene Metall ist weiss, spröde und hat das specifische Gewicht 19,1.

Wolfram bildet drei Oxide, WO_2 , W_2O_5 und WO_3 . Das Trioxid erhält man, indem man Scheelit mit Salpetersäure zersetzt; es ist ein schweres gelbes in Wasser und Säuren unlösliches Pulver. In Alkalien löst es sich leicht auf; neutralisirt man die heisse Lösung mit einer Säure, so entsteht ein gelber Niederschlag von Wolframsäure, H_2WO_4 , die eine Reihe verschiedener und oft sehr complicirt zusammengesetzter Salze bildet. Das Natriumsalz, $\text{Na}_2\text{WO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$, kommt im Handel unter dem Namen wolframsaures Natron vor; man verwendet dasselbe in der Kattundruckerei als Beizmittel, sowie um leichte Gewebe, wie Muslin, schwer verbrennlich zu machen. Zu diesem Zwecke mischt man es mit dem Stärkekleister, der zum Steifen gebraucht wird; so behandelte Zeugstoffe brennen nicht mit Flamme, sondern verglimmen nur.

Fügt man Wolframsäure zu einer Lösung dieses Salzes, so bildet sich Natriumtetrawolframat, $\text{Na}_2\text{W}_4\text{O}_{13}$, das in Octaëdern mit 10 Mol. Krystallwasser krystallisirt. Aus dieser Lösung scheiden Säuren keine Wolframsäure ab. Zersetzt man das entsprechende Baryumsalz mit Schwefelsäure, so erhält man eine Lösung von Tetra- oder Metawolframsäure, $\text{H}_2\text{W}_4\text{O}_{13}$, welche beim Verdunsten über Schwefelsäure in quadratischen Pyramiden auskrystallisirt; sie ist löslich in Wasser und hat einen sauren und bitteren Geschmack.

Erhitzt man Wolfram in Chlorgas, so verbrennt es zu Wolframhexachlorid, WCl_6 , ein schwarz violetter krystallinischer Körper, dessen Dampf das Volumgewicht 198,5 hat und beim Erhitzen in Wasserstoff zu niederen Chloriden reducirt wird. Leitet man den Dampf desselben über erhitztes Trioxid, so sublimirt Wolframoxytetrachlorid, WOCl_4 , in durchsichtigen prächtig rothen Nadeln; der Dampf dieser Verbindung hat das Volumgewicht 171.

Ein kleiner Zusatz von Wolfram zu Stahl erhöht dessen Härte beträchtlich und giebt ihm andere werthvolle Eigenschaften; dasselbe ist im ostindischen Stahl oder Wootz enthalten.

U r a n.

Atomgewicht 240 = U.

Das Uran ist ein ziemlich seltenes Metall, das in der Natur vorzugsweise als Uranpecherz, $\text{UO}_2 + 2\text{UO}_3$, und Uranit,

einem Urancalciumphosphat vorkommt. Das Metall wird durch Einwirkung von Natrium auf das Chlorid erhalten; es ist stahlgrau und hat das specifische Gewicht 18,4. Es oxydirt sich nicht an trockner Luft, verbrennt aber beim Erhitzen mit grossem Glanz.

Uran bildet zwei Reihen von Verbindungen; in den Uranoverbindungen UO_2 , UCl_4 , $\text{U}(\text{SO}_4)$ tritt es vierwerthig auf und in den Uraniverbindungen ist es sechswerthig. — Die letzteren enthalten alle Sauerstoff und man betrachtet sie daher als Verbindungen des Radicals Uranyl UO_2 :

$(\text{UO}_2)\text{O}$	Uranyloxid.
$(\text{UO}_2)\text{Cl}_2$	Uranylchlorid.
$\text{UO}_2(\text{NO}_3)_2$	Uranylnitrat.
$(\text{UO}_2)\text{SO}_4$	Uranylsulphat.

Uranochlorid, UCl_4 , bildet sich sowohl durch Verbrennen des Metalles in Chlorgas als auch durch Glühen des Oxides in einem Chlorwasserstoffstrome. Es krystallisirt in grünen regelmässigen Octaëdern, ist leicht in Wasser löslich und wirkt stark reducirend, wie die Ferrosalze.

Uranoxid, UO_2 , erhält man, wenn die höheren Oxide im Wasserstoffstrome glühen, als ein braunes Pulver, welches Glasflüsse schön schwarz färbt und deshalb in der Porcellanmalerei Verwendung findet. Leitet man trockenes Chlor über das erhitzte Oxid, so sublimirt Uranylchlorid, UO_2Cl_2 , in gelben Krystallen.

Löst man Uranoxid in Salpetersäure, so bildet sich Uranylnitrat, $\text{UO}_2(\text{NO}_3)_2$, das schön gelbe, grün schillernde Krystalle bildet. Erhitzt man dieses Salz, so bleibt Uranyloxid, UO_3 , als hellgelbes Pulver zurück.

Fällt man ein Uranylsalz mit Natronlauge, so bildet sich ein gelber Niederschlag von Natriumuranat, $\text{Na}_2\text{U}_2\text{O}_7$, das sogenannte Urangelb, welches zur Darstellung des schön grüngelben Uranglases benutzt wird.

Metalle der Zinngruppe.

Zinn.	Zirkonium.
Titan.	Thorium.

Z i n n.

Atomgewicht 118 = Sn (*Stannum*).

Das Zinn ist schon seit den ältesten Zeiten bekannt, obgleich das Metall nicht im gediegenen Zustande vorkommt und seine Erze an wenigen Orten gefunden werden. Das Zinnerz oder der Zinnstein, SnO_2 , kommt im Granitgebirge vor, namentlich in Cornwallis in England, dessen Minen schon von den Phöniziern und Römern ausgebeutet wurden, ausserdem in Malacca, in Borneo und Mexiko. Zur Gewinnung des Metalles wird der Zinnstein zerstampft, mit Wasser gewaschen, um das leichtere Muttergestein, die Gangart, wegzuschwemmen, und in Flammöfen mit Anthracit oder Holzkohle und etwas Kalk ausgeschmolzen; das reducirte Metall und die Schlacke, welche aus Calciumsilicat besteht, sammeln sich auf dem Boden des Ofens an. Das so erhaltene Metall ist gewöhnlich nicht rein, sondern enthält noch andere Metalle und muss dann raffinirt werden, indem man es langsam zum Schmelzen erhitzt; das leicht flüssige reine Zinn fliesst ab und lässt eine schwerer schmelzbare Legirung zurück; das englische Zinn enthält meistens Spuren von Arsen, Kupfer und anderen Metallen; das ostindische Bankazinn dagegen ist fast chemisch rein. Das Zinn hat eine weisse, dem Silber ähnliche Farbe; es ist weich, dehnbar und lässt sich leicht zu dünnen Blättchen aushämmern, ist aber nicht sehr zähe; ein Draht von 2 Millimeter Durchmesser bricht schon bei einer Belastung von 16 Kilogrammen. Sein specifisches Gewicht ist 7,3; es schmilzt bei 235^0 und verflüchtigt sich auch bei sehr hoher Temperatur nicht bemerklich. Eine Stange von reinem Zinn giebt beim Biegen ein eigenthümlich knirschendes Geräusch von sich; es rührt dies von seinem krystallinischen Gefüge her.

Bei gewöhnlicher Temperatur wird es, weder von trockener noch feuchter Luft, bemerklich oxidirt; im geschmolzenen Zustande überzieht es sich mit einer Haut von Oxid, stärker erhitzt verbrennt es zu einem weissen Pulver von Zinndioxid, SnO_2 , oder Zinnasche. In Salzsäure löst es sich unter Entbindung von Wasserstoff zu Zinndichlorid; von Salpetersäure wird

es heftig angegriffen und zu einem weissen Pulver von Zinnsäure oxidirt.

Zinnmonoxid, SnO , oder Zinnoxidul. Die Carbonate der Alkalimetalle fallen aus einer Lösung von Zinndichlorid ein weisses Pulver von Zinnhydroxid, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, wobei Kohlendioxid entweicht; erhitzt man dasselbe in einer Atmosphäre von Kohlendioxid, so entweicht Wasser und schwarzes Zinnmonoxid bleibt zurück, welches sich, der Luft ausgesetzt, leicht zu Zinndioxid oxidirt.

Zinndichlorid, SnCl_2 , wird im Grossen durch Auflösen von Zinn in Salzsäure dargestellt; es bildet nadelförmige Krystalle, welche wasserhaltig sind, $\text{SnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, und wird unter dem Namen Zinnsalz als Beizmittel in der Färberei verwendet.

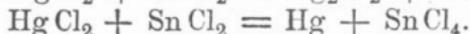
Zinndioxid, SnO_2 , findet sich als Zinnstein und wird gebildet, wenn Zinn sich bei höherer Temperatur an der Luft oxidirt. Es verhält sich den Säuren gegenüber wie eine schwache Base. Oxidirt man Zinn mit Salpetersäure, so erhält man ein weisses Pulver, welches die Formel H_2SnO_3 hat und in Säuren unlöslich ist; ein Hydroxid von derselben Zusammensetzung entsteht als weisser Niederschlag, wenn man Ammoniak zu einer Lösung von Zinntetrachlorid fügt; dasselbe ist aber leicht löslich in Säuren, und diese Verbindung tritt also in zwei ganz verschiedenen Modificationen auf; beide verhalten sich wie Säuren und geben zwei Reihen von Salzen; man nennt die unlösliche Verbindung Metazinnsäure und die in Säuren lösliche Zinnsäure. Natriumstannat stellt man dar, indem man Zinnstein mit Natriumnitrat schmilzt, oder Zinn mit Aetznatron und Natriumnitrat erhitzt; dasselbe führt im Handel den Namen Präparirsalz und dient als Beize beim Kattundruck; durch Verdampfen der wässerigen Lösung kann es in grossen durchsichtigen Krystallen erhalten werden, welche die Formel $\text{Na}_2\text{SnO}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$ haben.

Zinntetrachlorid, SnCl_4 , bildet sich, wenn Zinn in Chlorgas erhitzt wird; es ist eine farblose Flüssigkeit, welche an der Luft stark raucht und bei 120° siedet; sein Dampf hat das Volumgewicht 130. Mit wenig Wasser verbindet es sich zu einem krystallinischen Hydrate und mit mehr Wasser bildet es eine klare Lösung. Es findet ebenfalls in der Färberei Verwendung und wird zu diesem Zwecke durch Auflösen von Zinn in Königswasser dargestellt.

Zinn verbindet sich mit Schwefel und giebt zwei Sulfide, welche den Oxiden entsprechen; das Zinnmonosulfid, SnS ,

erhält man durch Einleiten von Schwefelwasserstoff in eine Lösung von Zinnsalz; das Disulfid, SnS_2 , ist ein gelber Niederschlag, der auf dieselbe Weise aus Zinntetrachlorid erhalten wird; auf trockenem Wege erhält man es durch Sublimation eines Gemisches von Zinnamalgame mit Schwefelblumen und Salmiak in goldgelben krystallinischen Schuppen, welche Mussivgold genannt werden und zum Bronziren dienen.

Zinnverbindungen können leicht an folgenden Reactionen erkannt werden. Auf Holzkohle mit der Reductionsflamme erhitzt, geben sie ein dehnbare Korn von metallischem Zinn, welches in Salzsäure löslich ist. Diese Lösung giebt mit wenig Sublimatlösung versetzt einen weissen Niederschlag, welcher sich beim Erwärmen unter Schwärzung in metallisches Quecksilber verwandelt:



Goldchlorid, AuCl_3 , erzeugt in einer Lösung von Zinnchlorid, welche etwas Tetrachlorid enthält, eine purpurbraune Fällung, den sogenannten Goldpurpur des Cassius, welcher in der Porzellan- und Glasmalerei zur Erzeugung rother Farben dient.

Da das Zinn dem Einflusse des atmosphärischen Sauerstoffs gut widersteht, so wird es zum Verzinnen von Kupfer und Eisenblech benutzt; es bildet ferner einen Bestandtheil mehrerer wichtiger Legirungen, wie Bronze, Glocken- und Kanonennmetall, Britanniametall u. s. w.

T i t a n.

Atomgewicht 50 = Ti.

Titan ist ein selten vorkommendes Element, welches in seinen chemischen Eigenschaften grosse Aehnlichkeit mit Zinn zeigt und ähnlich wie dieses als Titandioxid, TiO_2 , oder Rutil im Granitgebirge vorkommt. Das Metall ist nur in Gestalt eines grauen Pulvers bekannt; es hat die Eigenthümlichkeit, sich bei hoher Temperatur direct mit Stickstoff zu verbinden. In Eisenhohöfen bildet sich manchmal eine kupferrothe, in Würfeln krystallisirende Verbindung, welche man lange Zeit für metallisches Titan hielt; die Formel derselben ist $\text{Ti}(\text{CN})_2 + 3 \text{Ti}_3\text{N}_2$.

Titan bildet zwei Reihen von Verbindungen, welche denen des Zinns entsprechen.

Titantetrachlorid, $TiCl_4$, erhält man, indem man Chlor über ein glühendes Gemenge von Titanoxid und Holzkohle leitet; es ist eine an der Luft rauchende Flüssigkeit, welche bei 135° siedet, und deren Dampf das Volumgewicht 96 hat.

Zirkonium.

Atomgewicht 89,6 = Zr.

Dieses Element, welches im Zirkon, SiO_2 , ZrO_2 , und einigen anderen Mineralien vorkommt, bildet ein Zwischenglied zwischen Zinn und Silicium und tritt wie das letztere Element in verschiedenen allotropischen Zuständen auf (s. S. 118). Das krystallisirte Zirkonium bildet harte, spröde, weisse metallglänzende Blättchen und wird von Säuren kaum angegriffen; nur in Flusssäure löst es sich unter Entwicklung von Wasserstoff. Das Zirkoniumoxid, ZrO_2 , hat die Eigenschaft im Knallgasgebläse erhitzt, ein äusserst glänzend weisses Licht auszustrahlen.

Thorium.

Atomgewicht 231,5 = Th.

Dieses sehr seltene Element findet sich im Thorit und einigen anderen Silicaten. Thorium ist nur in Gestalt eines grauen Pulvers bekannt, das nicht von Wasser oxydirt wird, sich aber leicht in Salpetersäure löst.

Metalle der Antimongruppe.

Antimon	Niob
Wismuth	Tantal
Vanadin	

Antimon.

Atomgewicht 122 = Sb (*Stibium*).

Das Antimon wird im gediegenen Zustande in der Natur angetroffen; häufiger jedoch kommt es mit Schwefel verbunden

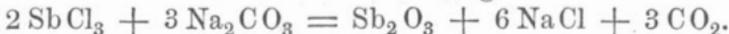
in verschiedenen Mineralien, namentlich aber im Antimon-
glanz oder Grauspiessglanz vor, Sb_2S_3 ; man gewinnt es
aus diesem Erze, indem man dasselbe mit der Hälfte seines
Gewichtes Eisen erhitzt:



oder man röstet das Erz an der Luft und reducirt das so er-
haltene Oxid durch Erhitzen mit Kohle. Antimon ist ein glän-
zendes, bläulich weisses Metall, welches in Rhomboëdern kry-
stallisirt und mit Arsen isomorph ist; es ist sehr spröde
und lässt sich im Mörser leicht zu Pulver zerreiben, schmilzt
bei 450° , verflüchtigt sich bei Weissglühhitze und lässt sich
in einer Atmosphäre von Wasserstoff destilliren. Bei gewöhn-
licher Temperatur oxidirt es sich nicht an der Luft, aber im
geschmolzenen Zustande nimmt es Sauerstoff auf und ver-
brennt bei stärkerem Erhitzen mit weisser Flamme und Ver-
breitung eines dichten weissen Rauches von Antimontrioxid,
 Sb_2O_3 . Verdünnte Salzsäure und Schwefelsäure haben keine
Einwirkung auf das Metall; Salpetersäure oxidirt es zu einem
weissen Pulver von Antimonsäure, und Königswasser löst es
leicht auf. Von den Legirungen des Antimons ist das Lettern-
metall das wichtigste; dasselbe besteht aus 17 bis 20 Theilen
Antimon und 77 bis 80 Theilen Blei.

Die Oxide des Antimons entsprechen denen des Arsens;
ausserdem existirt noch ein drittes dazwischenliegendes, Sb_2O_4 ,
welches als eine Verbindung der zwei anderen betrachtet wird:
 $Sb_2O_3 + Sb_2O_5 = Sb_4O_8$.

Antimontrioxid, Sb_2O_3 , stellt man am besten dar, in-
dem man das Trichlorid mit Sodalösung zersetzt:



Es ist ein weisses krystallinisches Pulver, welches sich leicht
in einer Lösung von Weinstein auflöst, und diese Lösung giebt
beim Eindampfen Krystalle von Brechweinstein (Kaliumstibio-
tartrat), auch in Salzsäure löst es sich leicht zu Trichlorid.
Das Antimontrioxid findet sich in der Natur als Weiss-
spiessglanzerz in glänzenden weissen rhombischen Krystal-
len, welche isomorph mit der selteneren Form des Arsen-
trioxides sind, und als Sernamontit in regelmässigen Octaëdern,
der gewöhnlichen Form des Arsen-
trioxides; beide Oxide sind
demnach isodimorph.

Antimonpentoxid, Sb_2O_5 , ist ein hellgelbes Pulver, wel-
ches beim Glühen Sauerstoff verliert und sich in das Oxid Sb_2O_4

verwandelt. Dem Arsenpentoxid ähnlich bildet es eine Reihe von Salzen, aus welchen Salpetersäure die freie Säure HSbO_3 abscheidet. Wird Antimonpentachlorid mit Wasser zusammengebracht, so erhält man einen weissen Niederschlag von $\text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_7$, welcher Metantimonsäure genannt wird; die sauren Salze derselben verwandeln sich leicht in die der gewöhnlichen Antimonsäure; das saure Natriummetantimonat, $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7 + 6\text{H}_2\text{O}$, zeichnet sich durch seine Unlöslichkeit aus und wird als Niederschlag erhalten, wenn man saures Kaliummetantimonat zu der Lösung eines Natriumsalzes setzt.

Schüttet man Antimonpulver in eine Flasche mit Chlorgas, so verbinden sich die zwei Elemente unter Feuererscheinung.

Antimontrichlorid, SbCl_3 , erhält man als eine weiche butterähnliche Masse, wenn trockenes Chlorgas auf überschüssiges Antimon einwirkt, oder wenn man Antimontrisulfid in erwärmter Salzsäure löst, wobei Schwefelwasserstoff entweicht, und die Lösung der Destillation unterwirft; zuerst verflüchtigt sich der Ueberschuss von Säure und später destillirt das Antimontrichlorid und verdichtet sich zu einer weissen krystallinischen Masse. Antimontrichlorid schmilzt bei 72° und siedet bei 180° ; sein Dampf hat das Volumgewicht 114,25; es löst sich in concentrirter Salzsäure; giesst man diese Lösung in Wasser, so bildet sich ein voluminöser weisser Niederschlag, welcher nach kurzer Zeit sich in nadelförmige Krystalle verwandelt; es ist dies das sogenannte Algarothpulver, welches die Zusammensetzung $2\text{SbOCl} + \text{Sb}_2\text{O}_3$ hat. Wird Antimontrichlorid mit Weingeist auf 160° erhitzt, so bilden sich weisse Krystalle von Antimonoxychlorid, SbOCl .

Das Antimonpentachlorid, SbCl_5 , ist eine an der Luft rauchende Flüssigkeit, die sich bildet, wenn überschüssiges Chlor auf das Metall oder Trichlorid einwirkt. Beim Erhitzen zerfällt dasselbe in Chlorgas und Antimontrichlorid.

Antimontrisulfid, Sb_2S_3 , findet sich in der Natur als Grauspiessglanz in bleigrauen, strahlig krystallinischen Massen. Leitet man Schwefelwasserstoff in eine verdünnte salzsaure Lösung des Trioxides, so erhält man dieselbe Verbindung als amorphem, orangefarbenen Niederschlag, welcher unter Luftabschluss geglüht bleigrau und krystallinisch wird. Das Antimontrisulfid löst sich leicht in den Sulfiden der Alkalimetalle und auch in warmer Salzsäure und wird daher häufig zur Darstellung von reinem Schwefelwasserstoff benutzt; der aus Eisensulfid dargestellte enthält nämlich immer

freien Wasserstoff. Röstet man Grauspiessglanz bei ungenügendem Luftzutritt, so erhält man eine braunrothe glasartige Masse, Spiessglanzglas genannt; dasselbe ist ein Oxysulfid und hat eine ähnliche Zusammensetzung wie das in strahligen Krystallen vorkommende Rothspiessglanzerz, $\text{Sb}_2\text{O}_2\text{S}$. Antimontrisulfid bildet mit basischen Sulfiden eine Reihe von Salzen, welche Sulfantimonite genannt werden und von welchen verschiedene als Mineralien vorkommen, wie Rothgültigerz, Ag_3SbS_3 , Fahlerz, $(\text{Cu}_2)_4\text{SbS}_7$, Bournonit, $\text{Pb}_2\overset{\text{II}}{\text{Cu}}_2\text{SbS}_6$. In diesen Erzen ist das Antimon mehr oder weniger durch Arsen ersetzt, während Kupfer und Silber theilweise durch Eisen, Zink und Quecksilber vertreten sind.

Antimonpentasulfid, Sb_2S_5 , ist ein schön orangerotes Pulver, welches unter dem Namen Goldschwefel als Arzneimittel gebraucht wird. Um dasselbe darzustellen, kocht man das Trisulfid mit Schwefel und Natronlauge; aus dieser Lösung setzen sich beim Erkalten grosse, gelbe Tetraëder von Natriumsulfantimoniat, $\text{Na}_3\text{SbS}_4 + 9\text{H}_2\text{O}$, ab, welche mit Salzsäure unter Schwefelwasserstoffentwicklung und Bildung von Goldschwefel und Kochsalz zersetzt werden.



Antimonwasserstoff, SbH_3 , erhält man ähnlich wie den Arsenwasserstoff, wenn man eine Legirung von Zink und Antimon mit Salzsäure zersetzt, als farbloses Gas, welches mit bläulicher Flamme brennt und dabei einen weissen Rauch von Antimontrioxid verbreitet. Bei Rothglühhitze zerfällt es in Wasserstoff und Antimon, welches sich wie das Arsen als dunkler Metallspiegel absetzt, wenn man das Gas durch eine glühende Glasröhre leitet. Bringt man eine Lösung von Antimon mit Zink und verdünnter Schwefelsäure zusammen, so entweicht das Antimon als Antimonwasserstoff und kann demnach auf dieselbe Weise wie Arsen nachgewiesen werden. Da diese beiden Körper starke Gifte sind und in ihren Reactionen in vielen Stücken die grösste Aehnlichkeit zeigen, so ist es für medicinisch-gerichtliche Fälle von der grössten Wichtigkeit, dieselben leicht nachweisen und unterscheiden zu können; für den geübten analytischen Chemiker hat eine solche Untersuchung keine Schwierigkeit und giebt, wenn mit der nöthigen Sorgfalt ausgeführt, sichere Resultate, auch wenn eines dieser

Elemente oder beide nur spurweise in der Leiche oder den Speisen vorhanden sind.

W i s m u t h.

Atomgewicht 210 = Bi (*Bismuthum*).

Wismuth findet sich im gediegenen Zustande, häufiger jedoch mit Schwefel verbunden als Wismuthglanz, Bi_2S_3 , aus dem das Metall, ähnlich wie Antimon, leicht erhalten werden kann. Es krystallisirt in grossen Rhomboëdern, deren Form dem Würfel sehr nahe kommt, hat das specifische Gewicht 9,8 und eine glänzend weisse, röthlich schimmernde Farbe. Wismuth schmilzt bei 264^0 und verflüchtigt sich bei Weissgluth; in trockener Luft wird es bei gewöhnlicher Temperatur nicht oxidirt; zum Glühen erhitzt verbrennt es mit blauer Flamme zu Wismuthtrioxid, Bi_2O_3 ; im Chlorgas entzündet sich das gepulverte Metall unter Bildung von Wismuthchlorid, BiCl_3 , von Salpetersäure wird es leicht gelöst. Das Metall dient hauptsächlich zur Darstellung leicht schmelzbarer Legirungen.

Wismuthtrioxid, Bi_2O_3 , ist ein gelbes Pulver; das Hydroxid desselben, $\text{Bi}(\text{OH})_3$, löst sich sowohl in Alkalien als Säuren auf und spielt die Rolle einer Base und zugleich einer schwachen Säure. Leitet man in eine Auflösung von Wismuthtrioxid in Kalilauge Chlorgas, so scheidet sich ein blutrother Niederschlag von Wismuthsäure aus, welcher getrocknet und gelinde erhitzt sich in braunes Wismuthpentoxid, Bi_2O_5 , verwandelt.

Wismuthnitrat bildet durchsichtige Krystalle, $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + 5\text{H}_2\text{O}$, welche durch Wasser zersetzt werden unter Freiwerden von Salpetersäure und Bildung basischer Salze, z. B. $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$, welches ein unlösliches weisses krystallinisches Pulver bildet, das als Arzneimittel im Gebrauch ist. Eine ähnliche Zersetzung erleiden alle löslichen Wismuthsalze; das Chlorid zerfällt mit Wasser in freie Salzsäure und Wismuthoxychlorid, BiOCl .

Man benutzt diese Reaction zur Nachweisung von Wismuth, indem man die salzsaure oder salpetersaure Lösung in Wasser giesst, welches dadurch milchig wird; Antimon, welches dasselbe

Verhalten zeigt, lässt sich leicht von Wismuth trennen, indem Wismuthsulfid in Schwefelammonium unlöslich ist. Wird eine Wismuthverbindung auf Kohle vor dem Löthrohr erhitzt, so wird Wismuth in Form eines spröden Metallkornes reducirt.

V a n a d i n.

Atomgewicht 51,3 = V.

Das Vanadin findet sich in einigen seltenen Mineralien, wie Dechenit, $Pb(VO_3)_2$, Descloizit, Pb_2VO_7 und Vanadinit $Pb_3(VO_4)_2 + Pb_2\left\{ \begin{matrix} PO_4 \\ Cl \end{matrix} \right.$, welcher letztere mit Apatit isomorph ist (s. S. 186) und es kommt auch in geringer Menge in einigen Eisenerzen vor. Zur Darstellung des Metalles wird ein Chlorid des Vanadins in einem Strom von reinem Wasserstoff zur Weissgluth erhitzt; man erhält es so als graues Pulver, welches bei starker Vergrösserung silberweiss und krystallinisch erscheint.

Vanadin bildet fünf Oxide, welche den Oxiden des Stickstoffs entsprechen; das wichtigste derselben ist Vanadinpentoxid, V_2O_5 , dasselbe ist sehr wenig in Wasser löslich und hat eine braunrothe Farbe, bei Rothgluth schmilzt es und erstarrt beim Erkalten zu einer schön strahlig krystallinischen Masse. Mit basischen Oxiden bildet es eine Reihe von theils farblosen, theils gefärbten Salzen, welche den verschiedenen Phosphaten entsprechen, wie die oben erwähnten Vanadinerze zeigen. Ammoniummetavanadat, NH_4VO_3 , ist beinahe unlöslich in einer concentrirten Salmiaklösung und wird daher als farbloser krystallinischer Niederschlag erhalten, wenn man festes Ammoniumchlorid zu einer Lösung von Vanadinpentoxid in Ammoniak hinzufügt. Beim Glühen hinterlässt es reines Pentoxid. Man benutzt dieses Verhalten zur Trennung des Vanadins von anderen Metallen und zur quantitativen Bestimmung.

Kupfermetavanadat, $Cu(VO_3)_2$, ist ein hellgelber krystallinischer Niederschlag, welcher durch schweflige Säure zersetzt wird unter Bildung von Metavanadinsäure, HVO_3 , welche bronzefarbene, krystallinische Schuppen bildet.

Das Vanadin zeigt weiter grosse Analogie mit Phosphor, dass es ein flüchtiges Oxychlorid, $VOCl_3$, bildet; man erhält

dasselbe, indem man Chlor über erhitztes Trioxid oder ein Gemenge von Kohle und Pentoxid leitet. Es ist eine hellgelbe, bei 127° siedende Flüssigkeit, deren Dampf das Volumgewicht 86,9 hat und welche von Wasser in Salzsäure und Pentoxid zersetzt wird. Vanadin bildet ausserdem noch drei Chloride. Das Vanadintetrachlorid, VCl_4 , entsteht, wenn das Metall in einem Chlorstrome erhitzt wird, als braune, bei 154° siedende Flüssigkeit. Dasselbe zerfällt langsam bei gewöhnlicher Temperatur, schneller beim Erhitzen in freies Chlor und Vanadintrichlorid, VCl_3 , welches pfrsichrothe krystallinische Schuppen bildet, die grosse Aehnlichkeit mit Chromichlorid besitzen (s. S. 233). Vanadindichlorid, VCl_2 , wird erhalten, wenn man den Dampf des Tetrachlorids, mit Wasserstoff gemischt, durch eine rothglühende Röhre leitet; es bildet grüne, glimmerähnliche Blättchen.

T a n t a l.

Atomgewicht 182 = Ta.

Dieses Element findet sich fast immer zusammen mit Niob in einigen seltenen Mineralien, wie Tantalit, Columbit, Ytrotantalit u. s. w. Dieselben sind tantalsaure Salze des Eisens, Mangans, Yttriums u. s. w. Das Tantal ist nur als ein schwarzes Pulver bekannt, das durch keine Säuren, selbst nicht Königswasser angegriffen wird; an der Luft verbrennt es und oxidirt zu Tantalpentoxid, Ta_2O_5 , ein weisses Pulver, das sich mit basischen Oxiden zu tantalsauren Salzen vereinigt, wie Kaliumtantalat, KTO_3 ; fällt man eine Lösung dieses Salzes mit Salzsäure, so erhält man Tantalsäure als weissen Niederschlag, das Lackmuspapier röthet. Erhitzt man ein Gemisch von Pentoxid und Kohle in einem Chlorstrome, so erhält man ein gelbes Sublimat von Tantalpentachlorid, $TaCl_5$; dessen Dampf das Volumgewicht 179,75 hat.

N i o b.

Atomgewicht 94 = Nb.

Niob hat in jeder Beziehung die grösste Aehnlichkeit mit Tantal und kommt in der Natur fast immer mit ihm zusammen vor. Man trennt dieselben, indem man die gemischten Oxide mit Aetzkali schmilzt und die Schmelze mit Fluss-

säure behandelt, wodurch das Niob in leicht lösliches Kalium-Nioboxyfluorid, $2\text{KFl} + \text{NbOFl}_3$, und das Tantal in schwer lösliches Kalium-Tantalfluorid, $2\text{KFl} + \text{TaFl}_5$, verwandelt wird.

Metalle der Goldgruppe.

Gold	Ruthenium
Platin	Iridium
Palladium	Osmium
Rhodium	

G o l d.

Atomgewicht 197 = Au (*Aurum*).

Das Gold findet sich fast nur gediegen, hauptsächlich in Adern in den ältesten geschichteten und krystallinischen Felsarten und in dem durch ihre Verwitterung gebildeten angeschwemmten Sande; es ist in der Natur sehr verbreitet, kommt aber nur in einigen Gegenden in grösserer Menge vor. In Siebenbürgen findet es sich mit Tellur verbunden als seltenes Mineral; ausserdem enthält fast aller Eisenkies eine geringe Menge von Gold, und vor der Entdeckung der Goldfelder Californiens und Australiens hat man es daraus gewonnen. Aus goldführendem Sande gewinnt man das Gold durch Waschen, indem man denselben mit Wasser aufschlämmt und die leichteren Sandkörner wegwäscht, während das schwere Gold sich auf dem Boden des Gefässes sammelt. Goldhaltige Gesteine werden zu Pulver gestampft, dasselbe geschlämmt und der Rückstand mit Quecksilber behandelt, in welchem das Gold sich löst. Aus dem Goldamalgam wird das Quecksilber durch Destillation entfernt. Gold ist ein schön gelbes Metall, das einen grossen Glanz besitzt und beinahe so weich als Blei ist. Sein spezifisches Gewicht ist 19,3, es schmilzt bei starker Weissglühhitze und ist bei sehr hoher Temperatur flüchtig. Es ist das dehnbarste aller Metalle und kann zu ausserordentlich feinem Draht ausgezogen und zu sehr dünnen Blättchen ausgehämmt werden, welche grünes Licht durchlassen. An der Luft behält es seinen Metallglanz bei jeder Temperatur; von Schwefel wird es nicht, wie Silber, angegriffen, und alle ein-

fachen Säuren, mit Ausnahme von Selensäure, haben keine Wirkung darauf; in Königswasser und anderen Flüssigkeiten, aus denen sich Chlor entwickelt, dagegen löst es sich leicht auf. Chemisch reines Gold erhält man dadurch, dass man das käufliche Metall in Königswasser löst und zu dieser Lösung Eisenvitriol fügt, wodurch das Gold als feines, braunes Pulver niederfällt:



Reines Gold ist zu weich, um für sich verarbeitet zu werden, man legirt es deshalb mit Silber oder Kupfer, wodurch es härter und leichter schmelzbar, aber weniger geschmeidig wird.

Von den Goldverbindungen ist das Goldtrichlorid, AuCl_3 , die wichtigste; man erhält dasselbe als braune zerfliessliche Masse, wenn man die Lösung von Gold in Königswasser zur Trockne verdampft. Es verbindet sich mit vielen Chloriden zu krystallisirten Doppelsalzen, wie $\text{AuCl}_3 + \text{HCl}$, $\text{AuCl}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$. Erhitzt man Goldtrichlorid bis zum Schmelzpunkte des Zinns, so entweichen 2 Atome Chlor und eine weisse, in Wasser unlösliche Masse von Goldmonochlorid, AuCl , bleibt zurück; dasselbe verwandelt sich mit Kalilauge übergossen in ein violettes Pulver, das Goldmonoxid, Au_2O , welches keine Salze bildet. Wird eine Lösung von Goldtrichlorid mit gebrannter Magnesia versetzt und dann gelinde erwärmt, so erhält man ein braunes Pulver, aus welchem Salpetersäure Magnesia auflöst und Goldtrioxid, Au_2O_3 , zurücklässt. Dasselbe zerfällt beim gelinden Erhitzen in Gold und Sauerstoff; dieselbe Zersetzung erleidet es, wenn es dem Lichte längere Zeit ausgesetzt wird. Das Goldtrioxid ist ein säurebildendes Oxid, dessen Salze Aurate genannt werden. Kaliumaurat, KAuO_2 , kann leicht krystallisirt erhalten werden. Eine Goldtrichloridlösung giebt mit überschüssigem Ammoniak versetzt einen gelbbraunen Niederschlag, das Knallgold, welches beim gelinden Erhitzen oder Draufschlagen mit dem Hammer äusserst heftig explodirt.

Um Gold in einer Lösung nachzuweisen, setzt man Eisenvitriollösung hinzu, wodurch das Gold als Metallpulver niedergeschlagen wird, welches vor dem Löthrohr leicht zu einem gelben Metallkorn schmilzt; man weist es ferner nach durch die Bildung von Goldpurpur, wenn man zu einer Goldlösung ein Gemisch der zwei Zinnchloride fügt (s. S. 241).

P l a t i n .

Atomgewicht 197,4 = Pt.

Das Platin ist ein verhältnissmässig seltenes Metall, welches im gediegenen Zustande in Form kleiner Körner, gewöhnlich legirt mit Eisen und kleinen Mengen der sogenannten Platinmetalle sich im angeschwemmten Sande im Ural, in Brasilien, Neugranada und auf der Insel Borneo findet. Seine ursprüngliche Lagerstätte sind wahrscheinlich ältere geschichtete Gesteine, in welchen es aber bis jetzt noch nicht beobachtet worden ist.

Die ältere Methode, das Platin aus diesem Erz abzuscheiden, besteht darin, dass man es mit Königswasser behandelt, die saure Lösung mit Salmiak versetzt und den Niederschlag von Platinammoniumchlorid, $2 \text{NH}_4\text{Cl} + \text{PtCl}_4$, trocknet und glüht, wobei Platin als poröse Masse (Platinschwamm) zurückbleibt. Die schwammige Masse wird dann stark zusammengespreßt und im glühenden Zustande ausgehämert, wodurch sie dicht und geschmeidig wird, indem die einzelnen Theilchen sich gleich dem Eisen zusammenschweissen.

In neuerer Zeit schmilzt man das Platinerz in einem durch das Knallgasgebläse erhitzten Kalktiegel; hierbei bildet sich eine Legirung von Platin mit Iridium und Rhodium und die anderen Beimischungen des Erzes werden entweder bei der hohen Temperatur verflüchtigt oder vom Tiegel aufgesaugt. Diese Legirung hat gewisse Vorzüge vor reinem Platin voraus; sie ist härter und wird selbst von Königswasser nur schwierig angegriffen.

Das Platin hat eine zinnweisse Farbe, ist an der Luft ganz unveränderlich und schmilzt nur in der Hitze des Knallgasgebläses; sein specifisches Gewicht ist 21,5. Säuren haben keine Einwirkung darauf, nur in Königswasser löst es sich auf; man benutzt es deshalb und wegen seiner Schwerschmelzbarkeit zu chemischen Geräthschaften. Von den Alkalien wird es in der Glühhitze angegriffen. Platin hat die Eigenschaft, Gase auf seiner Oberfläche zu verdichten, besonders im feinvertheilten Zustande; bringt man Platinschwamm in Knallgas, so kommt er bald ins Glühen und entzündet das Gasgemisch. In noch erhöhtem Maasse besitzt diese Eigenschaft das Platinschwarz,

ein schwarzes Pulver aus Platin im äusserst fein vertheilten Zustande bestehend, das man erhält, indem man einen Ueberschuss von Natriumcarbonat und etwas Zucker zu einer Platinchloridlösung setzt und die Lösung zum Sieden erhitzt.

Platintetrachlorid, PtCl_4 , ist die wichtigste Verbindung dieses Metalles, aus der man alle übrigen erhält. Platin löst sich in Königswasser mit gelbrother Farbe. Wird diese Lösung verdampft, so erhält man Krystalle von der Formel $\text{PtCl}_4 + 2\text{HCl}$, welche beim Erhitzen Chlorwasserstoff abgeben und braunes, zerfliessliches Platintetrachlorid hinterlassen. Dasselbe bildet mit den Chloriden der Alkalimetalte Doppelsalze, von welchen die des Kaliums, Rubidiums, Cäsiums und Ammoniums in Wasser sehr schwer löslich sind und wasserfrei in Würfeln krystallisiren. Das Natriumsalz krystallisirt in leicht löslichen, grossen, gelben Krystallen, $\text{PtCl}_4 + 2\text{NaCl} + 9\text{H}_2\text{O}$.

Wird Platintetrachlorid einer Temperatur von 200° ausgesetzt, so giebt es die Hälfte seines Chlors ab und verwandelt sich in Platindichlorid, PtCl_2 , ein in Wasser nicht lösliches grünes Pulver.

Platin bildet zwei den Chloriden entsprechende Oxide, Platinmonoxid, PtO , und Platindioxid, PtO_2 , welche sich nur schwierig rein erhalten lassen und sich leicht in Sauerstoff und Platin zersetzen; beide sind Basen, deren Salze noch wenig untersucht sind.

Durch Einwirkung von Ammoniak auf Platindichlorid hat man eine Reihe merkwürdiger Verbindungen erhalten, welche Platin, Wasserstoff und Stickstoff enthalten und ähnlich dem Ammoniak sich mit Säuren zu gut krystallisirten Salzen verbinden. Diese Platinbasen können als Ammoniumverbindungen betrachtet werden, in welchen Wasserstoff theilweise durch zwei- oder vierwerthiges Platin ersetzt ist.

Palladium.

Atomgewicht 106,6 = Pd.

Das Palladium hat grosse Aehnlichkeit mit Platin, seine Farbe ist aber etwas lichter und es ist leichter schmelzbar; sein specifisches Gewicht ist 11,8. Um es darzustellen, neutra-

lisirt man die Lösung, aus welcher das Platin durch Salmiak gefällt worden, mit Soda und setzt dann Quecksilbercyanid hinzu, wodurch weisses unlösliches Palladiumcyanid gefällt wird, welches beim Glühen schwammiges Palladium hinterlässt.

Palladiumtetrachlorid, PdCl_4 , bildet sich, wenn man das Metall in Königswasser auflöst; man erhält so eine dunkelbraune Lösung, welche sich beim Eindampfen zersetzt und Palladiumdichlorid, PdCl_2 , als braune Masse zurücklässt. Beide Chloride bilden krystallisirte Doppelsalze mit den Chloriden der Alkalimetalle.

Palladiumdijodid, PdJ_2 , wird als schwarzer Niederschlag erhalten, wenn man Palladiumdichlorid zu der Lösung eines Metalljodids fügt; man benutzt diese Reaction in der quantitativen Analyse, um Jod von Chlor und Brom zu trennen.

R h o d i u m.

Atomgewicht 104,4 = Rh.

Wenn man die Lösung, aus welcher Platin und Palladium gefällt sind, mit Salzsäure angesäuert zur Trockne verdampft und den Rückstand mit Alkohol wäscht, so bleibt das Salz $\text{Rh}_2\text{Cl}_6 + 6\text{NaCl}$ zurück, welches bei Weissglühhitze zersetzt wird.

Rhodium ist ein weisses, sehr sprödes Metall, welches das specifische Gewicht 11 hat und viel schwieriger schmelzbar ist als Platin. Das reine Metall ist nicht in Königswasser löslich, aber wenn es mit Platin legirt ist löst es sich auf. Es bildet nur ein Chlorid Rh_2Cl_6 , das sich mit den Chloriden der Alkalimetalle zu schön krystallisirten, rothgefärbten Doppelsalzen verbindet. Erhitzt man das pulverförmige Metall an der Luft oder schmilzt es mit Salpeter, so oxidirt es sich zu Rhodiumdioxid, RhO_2 , ein braunes in Säuren unlösliches Pulver. Ausserdem bildet es noch drei andere Oxide, RhO , Rh_2O_3 und RhO_3 , von welchen das Sesquioxid basische Eigenschaften besitzt.

R u t h e n i u m.

Atomgewicht 104,4 = Ru.

Dieses Metall kommt als Legirung mit Osmium und Iridium verbunden vor. Glüht man dieselbe in einem Luftstrome,

so verflüchtigt sich Osmiumoxid und ein Gemisch von Rutheniumoxid und Iridium bleibt zurück. Das durch Reduction im Wasserströme erhaltene Metall ist dem Iridium sehr ähnlich und ist noch schwieriger schmelzbar als dieses; von Königswasser wird es kaum angegriffen, es verbindet sich aber mit Chlor beim Erhitzen zu Rutheniumdichlorid, RuCl_2 , und Trichlorid, Ru_2Cl_6 ; ausserdem existirt noch ein Tetrachlorid, das aber nur in Verbindung mit anderen Chloriden bekannt ist. Ruthenium bildet fünf Oxide RuO , Ru_2O_3 , RuO_2 , RuO_3 und RuO_4 . Das Sesquioxid ist ein schwarzblaues Pulver, das sich bildet, wenn das Metall bei Luftzutritt erhitzt wird. Das Tetroxid, RuO_4 , wird erhalten, wenn man das Metall mit Salpeter und Aetzkali schmilzt, die Schmelze in Wasser löst und Chlor hindurch leitet. Es bildet glänzend gelbe Krystalle, ist leicht flüchtig und riecht wie Stickstofftetroxid; seine Dämpfe greifen die Athmungsorgane heftig an.

Iridium.

Atomgewicht 198 = Ir.

Dieses Metall findet sich gewöhnlich mit Osmium verbunden, welche Legirung von Königswasser nicht angegriffen wird. Mischt man dieselbe mit Kochsalz und leitet Chlorgas über die rothglühende Mischung, so verflüchtigt sich Osmiumchlorid und ein Doppelsalz von Iridium- und Natriumchlorid bleibt zurück.

Iridium ist ein stahlgraues, sprödes, äusserst schwer schmelzbares Metall, welches drei Chloride bildet, IrCl_2 , Ir_2Cl_6 , IrCl_4 , von denen das Erste nur in Verbindung mit anderen Chloriden bekannt ist.

Iridiumtetrachlorid, IrCl_4 , erhält man durch Auflösen des sehr feinvertheilten Metalles oder eines seiner Oxide in Königswasser; es bildet eine amorphe schwarze, zerfliessliche Masse und verbindet sich mit den Chloriden der Alkalimetalle zu krystallisirten Doppelsalzen. Kocht man seine Lösung mit Kalilauge, so erhält man Iridiumtetrahydroxid, $\text{Ir}(\text{OH})_4$, als indigoblauen Niederschlag.

O s m i u m.

Atomgewicht 199,2 = Os.

Dieses Metall ist dadurch ausgezeichnet, dass es beim Glühen an der Luft leicht zu Osmiumtetroxid oxidirt wird, ein flüchtiger Körper, den man in Kalilauge auffängt. Setzt man Quecksilber zu dieser Lösung, so bildet sich ein Amalgam, das bei der Destillation reines Osmium zurücklässt. Osmium ist unschmelzbar; beim stärksten Erhitzen sintert es nur zusammen und bildet eine spröde, schwarzblaue Masse. Im feinvertheilten Zustande ist es leicht verbrennlich und löst sich in Salpetersäure und Königswasser, was das stark erhitzte Metall nicht thut.

Osmium bildet drei Chloride, OsCl_2 , Os_2Cl_6 und OsCl_4 , welche mit den Chloriden der Alkalimetalle Doppelsalze bilden, und mit Sauerstoff verbindet es sich zu fünf Oxiden, die denen des Rutheniums entsprechen.

Osmiumtetroxid, OsO_4 , bildet lange farblose Krystalle, welche unter 100° schmelzen und bei wenig höherer Temperatur kochen; sein Dampf hat einen äusserst stechenden Geruch und greift die Augen furchtbar an.

Eintheilung der Elemente.

Die nachstehende Tabelle (s. f. S.) enthält nach steigenden Atomgewichten geordnet alle Elemente, deren Atomgewichte mit Sicherheit bestimmt sind. Während durch die Verticalreihen die Elemente nach der Grösse der Atomgewichte fortlaufen, enthalten die Horizontalreihen natürliche Familien, wie die Elemente der Stickstoffgruppe, der Sauerstoffgruppe, der Chlorgruppe, die Alkali- und Erdalkalimetalle u. s. w. In jeder dieser Gruppen nimmt das Atomgewicht für jede Verticalreihe um nahe dieselbe Zahl zu. Z. B.

Li 7			
Na 23		F 19	N 14
K 39,1	Ca 40	Cl 35,5	P 31
Rb 85,4	Sr 87,5	Br 80	As 75
Cs 133	Ba 137	I 127	Sb 125

Es ergibt sich hieraus, dass dieselben oder ähnliche Eigenschaften wiederkehren, wenn das Atomgewicht um eine gewisse Grösse, wie 16 oder 45 bis 50, zugenommen hat.

Die Elemente der Eisengruppe dagegen, die eine Verticalreihe bilden, haben nahe übereinstimmende Atomgewichte; dasselbe findet statt in den zwei Reihen, in denen die Metalle der Goldgruppe aufgeführt sind. Aber noch andere Beziehungen treten bei dieser Anordnung der Elemente hervor; so zeigt sich, dass Elemente der einen Horizontalreihe mit denen der zunächstliegenden häufig durch Isomorphismus oder durch analoge chemische Eigenschaften verbunden sind. So schliesst sich das Vanadin durch sein flüchtiges Oxychlorid und den Isomorphismus der Vanadate mit den Phosphaten eng an Phosphor an; andererseits aber zeigt es Aehnlichkeit in seinem chemischen Verhalten mit Niob und dann auch wieder mit Chrom und Molybdän. Letztere zwei Elemente reihen sich durch den Isomorphismus der Chromate und Molybdate mit Sulfaten an die Seite des Schwefels, wie Mangan an das Chlor, da Permanganate mit Perchloraten isomorph sind. Zink und Magnesium sind verwandt mit Calcium durch den Isomorphismus ihrer Carbonate, und mit Indium und Thallium durch ihre leichte Flüchtigkeit und die Eigenschaft mit Flamme zu verbrennen.

Die hier dargelegten Regelmässigkeiten können kaum ein Spiel des Zufalls sein, aber eine Erklärung dafür ist bis jetzt nicht gefunden worden.

Spectralanalyse.

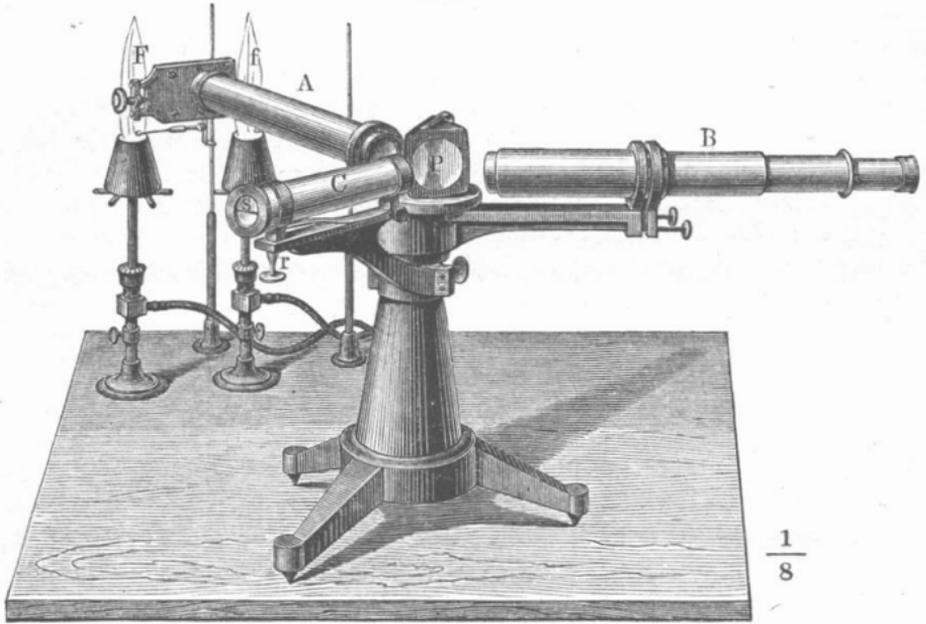
Im Vorhergehenden wurde schon einigemal auf die Spectralanalyse verwiesen. Diese analytische Methode, welche erst in der neuesten Zeit durch die Untersuchungen von Bunsen und Kirchhoff in die Wissenschaft eingeführt wurde, zeichnet sich vor allen bisher gebräuchlichen durch eine ausserordentliche Einfachheit und Sicherheit aus. Schon seit längerer Zeit weiss man, dass, wenn gewisse Körper, wie die Salze der Alkali- und Erdalkalimetalle, in der Löthrohrflamme oder einer anderen nicht leuchtenden Flamme erhitzt werden, sie derselben eine eigenthümliche Färbung ertheilen, vermittelt der man das Vorhandensein dieser Substanzen nachweisen kann, aber nur dann, wenn keine anderen die Flamme färbenden Körper zugleich gegenwärtig sind, weil sonst die Farben sich

vermischen oder einander verdecken. Die Verbindungen des Natriums färben die Flamme intensiv gelb, die des Kaliums violett; ein Gemisch der beiden erzeugt aber selbst dann eine gelbe Färbung, wenn Natrium nur in sehr geringer Menge vorhanden ist, weil die gelbe Natriumfarbe viel intensiver ist, als das schwache Violett des Kaliums. Diese Schwierigkeit wird aber vollständig vermieden, wenn man die Flamme statt mit dem blossen Auge durch ein Prisma beobachtet. Man gebraucht hierzu ein dreiseitiges Glasprisma; ein jeder durch das Prisma gehende Lichtstrahl wird gebrochen oder von seinem Wege abgelenkt, und diese Ablenkung ist bei jeder Farbe eine andere. Beobachtet man auf diese Weise rein weisses Licht, z. B. das einer Kerzenflamme, so sieht man einen ununterbrochen farbigen Streifen, indem weisses Licht aus verschiedenen gefärbten Strahlen zusammengesetzt ist, in welche es durch das Prisma zerlegt wird. Man nennt ein solches farbiges Band ein Spectrum; man unterscheidet in demselben sieben Hauptfarben, die sogenannten Regenbogenfarben, welche auf der einen Seite mit Roth (den am wenigsten brechbaren Strahlen) anfangen und auf der anderen mit Violett (welche am stärksten abgelenkt werden) aufhören. Jedes rein weisse Licht giebt dasselbe ununterbrochene Spectrum (siehe Spectraltafel Nro. 1).

Lässt man dagegen das Licht einer der oben erwähnten gefärbten Flammen durch einen feinen Spalt auf das Prisma fallen, so findet man, dass dasselbe vom weissen Licht wesentlich verschieden ist, dass in demselben nur gewisse farbige Strahlen enthalten sind, und dass sein Spectrum nur aus einzelnen hellen Bändern oder Linien besteht. Das einfache Spectrum der gelben Natriumflamme enthält eine gelbe Linie (Nro. 5); das violette Licht des Kaliums wird durch das Prisma in zwei Farben zerlegt und giebt ein Spectrum, welches aus zwei Linien besteht, von welchen die eine im äussersten Roth, die andere im Violett liegt (Nro. 4). Jedes chemische Element giebt ein Spectrum, welches aus eigenthümlichen hellen Linien zusammengesetzt ist, deren Lage unveränderlich ist, und welche nur durch den besonderen einfachen Stoff und keinen andern erzeugt werden. Sind in einer Flamme Natrium- und Kaliumverbindungen zugleich vorhanden, so sind im Spectrum derselben neben der gelben Natriumlinie die beiden Kaliumverbindungen so deutlich sichtbar, als ob kein Natrium vorhanden wäre.

Das Instrument, welches zu diesen Beobachtungen gebraucht wird, nennt man Spectroskop (Fig. 62). Dasselbe besteht aus

Fig. 62.



einem Flintglasprisma *P*, welches auf einem Gestell von Eisen befestigt ist; die Röhre *A* ist an dem Ende, welches der Lichtquelle zugekehrt ist, durch eine mit einem Spalt versehene Platte verschlossen, durch welchen die Lichtstrahlen eintreten und auf das Prisma fallen. Das durch die gebrochenen Strahlen erzeugte Spectrum beobachtet man durch ein Fernrohr *B*, um das Bild zu vergrössern. Vermittelst einer besonderen Vorrichtung kann man zwei verschiedene Spectren zu gleicher Zeit ins Gesichtsfeld bringen, um die Lage der verschiedenen Linien genau vergleichen zu können.

Die Vorzüge dieser neuen Methode der chemischen Analyse beruhen nicht auf ihrer Einfachheit und der Leichtigkeit, mit der die Gegenwart irgend eines Elementes mit Sicherheit nachgewiesen werden kann, sondern zugleich auch auf der ausserordentlichen Empfindlichkeit derselben, und ihre grosse Wichtigkeit für die Wissenschaft geht daraus hervor, dass sie, obgleich erst seit dem Jahre 1860 in Gebrauch, schon vier neue Elemente zu der Zahl der früher bekannten hinzugefügt hat.

Die Spectraltafel am Ende dieses Buches stellt die Spectren

der Alkali- und Erdalkalimetalle dar, wie sie im Spectroskop erscheinen. Nro. 1 stellt das Sonnenspectrum dar; Nro. 2 das des Cäsiums; Nro. 3 das des Rubidiums und Nro. 4 das des Kaliums. Diese beiden letzteren Alkalimetalle wurden von Bunsen im Wasser der Dürkheimer Saline entdeckt, sind aber seitdem in vielen anderen Mineralquellen, in verschiedenen Mineralien, wie Glimmer und anderen Silicaten aufgefunden worden. In Pflanzenaschen, z. B. in der Asche der Runkelrüben, Kaffee, Taback, Reben, Eiche, ist Rubidium, aber kein Cäsium enthalten. Dieselben sind also in der Natur sehr verbreitet, kommen aber immer nur in kleiner Menge vor. Wie schon früher erwähnt, haben sie in ihren Eigenschaften eine so grosse Aehnlichkeit mit Kalium, dass sie früher damit verwechselt wurden. Natriumverbindungen geben im Spectroskop eine scharf begrenzte, ausserordentlich glänzende gelbe Linie (Nro. 5). Diese Reaction ist die empfindlichste, welche die Chemie kennt, und es lässt sich mit derselben $\frac{1}{3000000}$ eines Milligrammes eines Natriumsalzes auffinden und dieselben sind so allgemein verbreitet, dass sie sich in jedem Sonnenstäubchen nachweisen lassen und dass alle Körper, welche wenige Minuten der Luft ausgesetzt sind, die Natriumreaction zeigen; es ist dieses leicht erklärlich, wenn man bedenkt, dass zwei Drittel der Erdoberfläche von Salzwasser bedeckt sind, welches von den sich überstürzenden Meereswogen unaufhörlich in Wasserstaub verwandelt wird, durch dessen Verdunstung kleine Salztheilchen in der Luft vertheilt und durch die Winde überall hingeführt werden. Das Lithium-spectrum Nro. 6 zeichnet sich durch eine prachtvoll rothe Linie aus, vermittelt der man $\frac{1}{9000000}$ eines Milligrammes mit Sicherheit nachweisen kann. Lithium war früher nur in vier ziemlich seltenen Mineralien aufgefunden worden. Die Spectralanalyse aber hat gezeigt, dass dieses Element sehr weit verbreitet ist und sowohl im Meerwasser, als fast allem Fluss- und Quellwasser, in vielen Mineralien, wie im Feldspath des Odenwaldes, in Meteorsteinen, im Taback und anderen Pflanzen, in der Milch und im menschlichen Blute enthalten ist. Die Spectren der Erdalkalimetalle sind nicht so einfach, wie die der Alkalimetalle; namentlich ist das des Baryums ziemlich verwickelt; dagegen zeichnen sich die der zwei neu entdeckten Metalle Thallium und Indium durch grosse Einfachheit aus; das des ersteren enthält eine scharf begrenzte glänzend grüne Linie, welche kein anderer bekannter Körper zeigt, und deren Beobachtung zur Entdeckung dieses Metalles führte; und auf dieselbe Weise

wurde das zuletzt entdeckte Element, das Indium, aufgefunden, als bei einer Untersuchung der Freiburger Zinkblende zwei bisher nicht bekannte blaue Linien sich im Spectroskop zeigten.

Ein Blick auf die Spectraltafel zeigt, dass keine der Linien eines Elementes von denen eines anderen bedeckt wird, und sind die verschiedenen Stoffe zusammen vorhanden, so tritt eine jede mit ihren eigenen Linien auf, aber nicht auf einmal, sondern nach dem Grade ihrer Flüchtigkeit erscheint eine nach der anderen und verblasst allmählig, gerade wie Nebelbilder.

Nicht bloss die Körper, welche die Eigenschaft haben, die Flamme zu färben, geben charakteristische Spectren, sondern ein jedes Element, Metall oder Nichtmetall, es sei fest, flüssig oder gasförmig, giebt auf eine Temperatur erhitzt, bei der sein Dampf glühend wird, ein aus bestimmten Linien bestehendes Spectrum. Die meisten Metalle erfordern dazu eine viel höhere Temperatur, als die der gewöhnlichen Gasflamme; um dieselbe hervorzubringen, lässt man elektrische Funken zwischen zwei Spitzen, welche aus dem betreffenden Metalle bestehen, überschlagen, wodurch eine kleine Menge desselben verflüchtigt und dabei so stark erhitzt wird, dass es das ihm eigenthümliche Licht ausgiebt. Auf diese Weise können alle Metalle, unter anderen Eisen, Platin, Silber und Gold, durch die eigenthümlichen, hellen Linien, aus denen ihr Spectrum besteht, erkannt werden. Die Spectren der permanenten Gase erhält man ebenfalls dadurch, dass man sie durch Ueberspringen von elektrischen Funken stark erhitzt. Lässt man den Funken durch Wasserstoff schlagen, so nimmt er eine hellrothe Farbe an und erzeugt ein Spectrum, welches aus einer glänzend rothen, einer grünen und einer blauen Linie besteht; in Stickstoff erscheint der Funken violett und giebt ein Spectrum, das eine grosse Menge von Linien enthält, von denen die violetten besonders glänzend sind.

Lässt man das weisse Sonnenlicht auf den Spalt des Spectroskops fallen, und beobachtet das Spectrum desselben, so findet man, dass dasselbe verschieden ist, sowohl von denen der Elemente, als von dem ununterbrochenen der leuchtenden Kerzenflamme; dem letzteren ähnlich besteht es aus einem far-

bigen Streifen, welcher aber von einer grossen Anzahl feiner dunkler Linien unterbrochen ist. Diese Linien sind unregelmässig durch das Farbenbild zerstreut, mehr oder weniger scharf begrenzt und von verschiedener Schwärze, treten aber immer auf die gleiche Weise und genau an derselben Stelle im Sonnenspectrum auf. Diese Linien wurden zuerst von Fraunhofer, dem bekannten Optiker, genauer untersucht und mit Buchstaben bezeichnet; sie werden nach ihm Fraunhofer'sche Linien genannt. Die wichtigsten derselben zeigt Nro. 1 der Spectraltafel. Derselbe fand, dass die Spectren des Mondes und der Planeten (d. h. das reflectirte Sonnenlicht) genau dieselben Linien zeigen; dass dagegen in den Spectren der hellen Fixsterne dunkle Linien auftreten, welche im Sonnenspectrum nicht vorkommen, und er zog daraus den Schluss, dass die im letzteren auftretenden dunklen Linien irgendwie in der Sonne selbst erzeugt werden müssen. Fraunhofer machte auch eine andere sehr wichtige Beobachtung; er fand nämlich, dass die Natriumlinie genau dieselbe Lage hat, wie die Linie *D* im Sonnenspectrum.

Durch die Untersuchungen Kirchhoff's ist die Ursache dieser Uebereinstimmung aufgefunden worden; derselbe hat entdeckt, aus welchem Grunde das Sonnenspectrum dunkle Linien enthält und dadurch den Weg gebahnt, die chemische Zusammensetzung der Sonne und der Fixsterne zu ermitteln. Die Erklärung er giebt sich aus folgenden Beobachtungen.

Ein glühender fester oder flüssiger Körper, wie das Drummond'sche Kalklicht, eine leuchtende Kerzenflamme (welche feste Kohlentheilchen enthält) oder ein weissglühendes geschmolzenes Metall giebt ein ununterbrochenes gefärbtes Spectrum; ein zum Glühen erhitztes Gas dagegen erzeugt ein Spectrum, welches aus einzelnen hellen Linien besteht, und diese hellen Linien werden in dunkle verwandelt, wenn sich hinter dem glühenden Gase eine Lichtquelle befindet, welche eine intensive Leuchtkraft besitzt und für sich ein ununterbrochenes Spectrum giebt. Im Spectrum der Natriumflamme zeigt sich die charakteristische gelbe Linie; aber sobald man durch diese Flamme hindurch das Drummond'sche Kalklicht aufs Prisma fallen lässt, so erhält man ein farbiges Spectrum, in welchem an dem Ort der hellen gelben Linie jetzt eine dunkle erscheint. Die gelbe Flamme hält alle die Lichtstrahlen zurück, welche dieselbe Brechbarkeit besitzen, wie die, welche sie selbst ausgiebt; das helle Spectrum wird daher an dieser Stelle abgeschwächt; es zeigt

sich ein Schatten. Auf dieselbe Weise lässt sich das Spectrum eines jeden glühenden Gases umkehren, d. h. dessen helle Linien lassen sich in dunkle verwandeln, indem jeder gasförmige Körper nur die Art von hellen Strahlen absorbiert, welche er selbst aussendet, mit anderen Worten, dass er undurchsichtig für solche Strahlen ist. Vergleicht man nun mit einem genauen Spectralapparate, welcher eine starke Vergrößerung zulässt, die hellen Linien gewisser Metalle mit den dunklen Sonnenlinien, so findet man, dass eine jede Metalllinie genau übereinstimmt in der Lage sowohl, als in Breite und Intensität mit einer der dunklen Sonnenlinien. Die gelbe Linie des Natriums wie die Linie *D* des Sonnenspectrums lösen sich bei starker Vergrößerung in zwei feine, dicht neben einander liegende Linien auf. Wird der Apparat nun so hergerichtet, dass beide Spectren zugleich eines über dem anderen in das Gesichtsfeld des Spectroscops fallen, so findet man, dass die Doppellinie *D* genau die Fortsetzung der doppelten Natriumlinie bildet. Das Spectrum des Eisens besteht aus einer grossen Anzahl von Linien, von denen 450 genau untersucht sind, und für eine jede derselben hat sich das Nämliche-ergeben wie für die des Natriums. An derselben Stelle, wo sich eine helle Eisenlinie befindet, hat das Sonnenspectrum eine dunkle Linie, je glänzender die erstere erscheint, um so schwärzer ist die letztere. Das Auftreten der Fraunhofer'schen Linien im Spectrum der Sonne ist nun sehr einfach zu deuten; dieselben werden dadurch hervorgerufen, dass die betreffenden Metalle im gasförmigen Zustande in der Sonnenatmosphäre enthalten sind; durch dieselbe hindurch dringt weisses Licht, welches von dem festen oder flüssigen weissglühenden Sonnenkörper ausgeht. Die glühenden Gase der Sonnenatmosphäre halten alle die Lichtstrahlen zurück, welche sie selbst aussenden, und das farbige Sonnenspectrum zeigt daher dunkle Linien oder Schatten. Sobald ein chemisches Element in der Atmosphäre der Sonne aufgefunden war, ergab sich von selbst, die Spectren anderer Elemente mit dem Sonnenspectrum zu vergleichen, und man hat auf diese Weise bis jetzt die Gegenwart von Wasserstoff, Natrium, Baryum, Calcium, Magnesium, Aluminium, Eisen, Mangan, Kobalt, Nickel, Chrom, Zink, Kupfer und Titan in der Sonnenatmosphäre nachgewiesen und zwar mit dem Grade von Gewissheit, den man überhaupt in irgend einem Probleme der Naturwissenschaft erreichen kann.

Durch die Spectralanalyse hat man weiter noch gefunden, dass die Metallatmosphäre der Sonne wiederum von einer Wasser-

stoffhülle umgeben ist und dass in beiden Schichten fortwährend die heftigsten Bewegungen stattfinden, und glühender Wasserstoff und Metaldämpfe Tausende von Meilen emporgeschleudert werden und so die unter dem Namen der Protuberanzen bekannten flammenähnlichen Auswüchse am Sonnenrand erzeugen.

Auf demselben Wege lässt sich die chemische Zusammensetzung der Fixsternatmosphären ermitteln, nur sind die experimentellen Schwierigkeiten hier viel grösser und die bis jetzt erlangten Ergebnisse noch unvollständig und zum Theil nicht ganz sicher. Die dunklen Linien in den Fixsternspectren sind sowohl von denen der Sonne als auch unter sich verschieden, und folglich sind wir zum Schluss berechtigt, dass die chemische Zusammensetzung der Atmosphäre der verschiedenen Fixsterne nicht dieselbe ist. Nur einige der hellsten Fixsterne sind genauer untersucht; unter diesen enthält der Aldebaran (im Sternbilde des Stieres) Wasserstoff, Natrium, Magnesium, Calcium, Eisen, Tellur, Antimon, Wismuth und Quecksilber; im glänzenden Sirius hat man dagegen bis jetzt nur Wasserstoff, Natrium und Magnesium mit Sicherheit aufgefunden.

Eine höchst merkwürdige Beobachtung wurde in der neuesten Zeit gemacht; am 15. Mai 1866 erschien plötzlich im Sternbilde der nördlichen Krone ein neuer Stern der dritten Grösse. Das Spectrum desselben wurde von Huggins und Miller in London, denen wir überhaupt unsere Kenntnisse über die chemische Natur der Fixsterne verdanken, genau untersucht; dieselben fanden, dass dasselbe aus zwei Spectren bestand; das Hauptspectrum war wie das der Sonne ein farbiger Streifen mit dunklen Linien, und das zweite bestand aus drei hellen Linien, welche mit denen des Wasserstoffs übereinstimmten. Dieser neue Stern hatte hiernach eine sehr eigenthümliche physikalische Beschaffenheit; wie die Sonne musste er aus einem festen oder flüssigen Kerne, der von einer Gasatmosphäre umgeben ist, bestehen, und ausserdem hatte ein plötzlicher Ausbruch eines brennenden Gases, höchst wahrscheinlich Wasserstoff, stattgefunden.

Das Licht dieses Sternes nahm sehr schnell ab, so dass er am 24. Mai nur noch mit dem Fernrohr sichtbar war; hierbei verschwanden die hellen Linien, aber das andere Spectrum blieb. Zur Erklärung dieser Erscheinung müssen wir annehmen, dass durch eine heftige Umwälzung in diesem Himmelskörper sich plötzlich eine bedeutende Menge Wasserstoff entwickelte, dass derselbe sich entzündete und die ganze Masse

des Sternes aufs Heftigste erhitzte; aber sobald dieses Gas verbrannt war, trat Abkühlung ein, und der Stern erblich.

Ausser Planeten und Fixsternen beobachtet man am Himmel die sogenannten Nebelflecke, welche die Astronomen in zwei Gruppen bringen; die einen lösen sich bei starker Vergrößerung gerade wie die Milchstrasse in einzelne Sternhaufen auf; die anderen, welche planetarische Nebel genannt werden, lassen nichts Ungleichartiges in sich erkennen, und ihre Spectren bestehen aus drei hellen Linien, worunter eine dem Wasserstoff und die zweite dem Stickstoff angehört; die Ursache der dritten, die in einigen fehlt, ist noch nicht ermittelt. Dieselben bestehen demnach aus glühender gasförmiger Materie und befinden sich in demselben Zustande, in dem nach der allgemein angenommenen Ansicht unser Sonnensystem sich einmal befunden haben muss. Auch einige Kometen sind durch das Spectroskop untersucht worden; die Kerne derselben zeigen ein aus hellen Linien gebildetes Spectrum und bestehen demnach aus glühenden Gasen.

Erst seit 1859 ist die Spectralanalyse in die Wissenschaft eingeführt; wir dürfen demnach, wenn wir auf die bis jetzt schon gewonnenen Resultate zurückblicken, erwarten, dass ihre weitere Ausbildung und Vervollkommnung uns noch grosse Entdeckungen bringen wird.
