

Allgemeine Betrachtungen.

Die zweite Abtheilung der Elemente oder Grundstoffe umfasst die sogenannten Metalle. Wir haben zu den Metalloiden diejenigen Elemente gezählt, welchen die charakteristischen Eigenschaften der Metalle abgehen; als solche aber haben wir bezeichnet den eigenthümlichen Glanz, Undurchsichtigkeit und die Fähigkeit, Wärme und Elektrizität zu leiten. In der That ist man bei dem Mangel der Metalloide an gemeinsamen Charakteren genöthigt, ihre Definition negativ zu fassen, während die Metalle bei aller Verschiedenheit und Mannigfaltigkeit, welche sie sonst zeigen, doch so viel Uebereinstimmung besitzen, dass man bei ihnen von allgemeinen Charakteren sprechen kann. Doch ist zu bemerken, dass auch hier Uebergänge bestehen und einzelne Elemente der Zwieschlächtigkeit ihrer Charaktere halber ebenso gut zu den Metalloiden wie zu den Metallen gezählt werden können, so namentlich Arsen, Antimon und Tellur.

Da eine übersichtliche Darstellung des allgemeinen Charakters und der Eigenschaften der Metalle überhaupt, sowie ihrer wichtigeren Beziehungen gestatten wird, uns bei der Betrachtung der einzelnen Metalle viel kürzer zu fassen, und auch dem Lernenden das Studium dieser Abschnitte dadurch wesentlich erleichtert wird, so wollen wir der Beschreibung der einzelnen Metalle und ihrer Verbindungen allgemeine Betrachtungen vorangehen lassen.

Eigenschaften der Metalle. Indem wir bei der Betrachtung der Eigenschaften der Metalle mit ihren sogenannten physikalischen beginnen, sind es vorzugsweise folgende, die eine ausführliche Erwähnung erfordern:

Eigenschaften der Metalle.

Physikalische.

1. Alle Metalle zeigen im reinen Zustande einen eigenthümlichen spiegelnden Glanz, den sogenannten Metallglanz, wie ihn z. B. Silber, Gold, Quecksilber in ausgeprägtem Grade darbieten. Dieser Glanz ist mehr oder weniger allen Metallen ohne Ausnahme eigenthümlich, doch

Metallglanz.

nur dann, wenn sie compacte Massen bilden, während sie in feinvertheiltem, gepulvertem Zustande ihn nicht besitzen, sondern dann graue oder schwarze Pulver darstellen, die erst wenn sie unter dem Polirstahl behandelt, oder wenn sie zum Schmelzen erhitzt werden, diesen Glanz wieder annehmen. So ist das Silber im feinvertheilten Zustande ein wenig scheinbares schwarzgraues Pulver.

Verhalten
gegen Wärme
und
Elektricität.

2. Alle Metalle sind gute Wärme- und Elektricitätsleiter, jedoch in sehr ungleichem Grade. So ist das Silber ein besserer Wärmeleiter als das Kupfer, dieses ein besserer als das Gold u. s. w.; die Wärmeleitfähigkeit des Silbers verhält sich zu der des Wismuths wie 1000 : 18. Ganz ähnlich verhalten sich die Metalle in Bezug auf ihre Elektricitätsleitfähigkeit. Das Leitungsvermögen der Metalle für die Elektricität ist nämlich dem für die Wärme sehr ähnlich. So ist auch hier das Silber ein besserer Leiter als das Kupfer, dieses ein besserer als das Gold u. s. w. Auch hier ist übrigens der compacte Zustand der Metalle sehr wesentlich, und leiten sie im feinvertheilten Zustande viel weniger.

Aggregatzustand
und
Farbe.

3. Mit Ausnahme des Quecksilbers sind alle übrigen Metalle bei gewöhnlicher Temperatur fest, nur das Quecksilber ist flüssig. Sie sind im compacten Zustande weiss oder farblos, zuweilen ins Blaue oder Graue ziehend. Nur Gold, Kupfer, Calcium und Strontium haben bestimmte Farben. Viele Metalle kennt man im krystallisirten Zustande, und wahrscheinlich sind alle unter gewissen Bedingungen krystallisationsfähig. Die meisten krystallisiren in Formen, welche dem regulären oder tesserale System angehören (Würfel, Octaëder), und nur wenige, z. B. Wismuth, in Rhomboëdern. Gold, Silber, Kupfer findet man natürlich krystallisirt. Auch dann, wenn die Metalle keine ausgesprochene Krystallform besitzen, zeigen sie meist ein krystallinisches Gefüge, d. h. auf Bruch- und Schnittflächen ein grobkörniges Ansehen.

Undurchsichtigkeit.

4. Die Metalle besitzen die Eigenschaft der Undurchsichtigkeit in hohem Grade, und lassen selbst in Gestalt äusserst dünner Blättchen kein Licht durch; eine Ausnahme hiervon macht das Gold, welches als Blattgold in Gestalt ausserordentlich feiner Blättchen das Licht mit grüner Farbe durchlässt.

Schmelzbarkeit.

5. Alle Metalle sind schmelzbar, d. h. nehmen unter gewissen Temperaturen flüssigen Aggregatzustand an. Diese Temperaturen aber sind bei den verschiedenen Metallen ausserordentlich verschieden. So nimmt das Quecksilber, welches bei gewöhnlicher Temperatur flüssig ist, diesen Aggregatzustand schon bei einer Temperatur von -39° C. an, während es unter dieser Temperatur fest ist; es schmilzt sonach bei -39° C.; Zinn dagegen schmilzt bei $+235^{\circ}$, Silber bei $+1000^{\circ}$, Gold bei $+1250^{\circ}$ C., und Platin kann nur durch die stärksten Hitzegrade geschmolzen werden.

6. Einige Metalle können wir nicht allein flüssig, sondern auch gasförmig machen, indem wir sie bis auf eine bestimmte Temperatur erhitzen. Solche Metalle nennen wir flüchtig, oder auch wohl destillirbar. Hierher gehören Quecksilber, Zink, Kadmium, Kalium u. a. Auch hier sind die Temperaturen, bei welchen die Verflüchtigung stattfindet, sehr verschieden.

Einige Metalle sind flüchtig.

7. Ein hohes specifisches Gewicht wird unter Laien gewöhnlich als eine charakteristische Eigenschaft der Metalle betrachtet; allein das specifische Gewicht der Metalle ist ausserordentlich verschieden, und wengleich ein hohes specifisches Gewicht bei den Metallen als Regel betrachtet werden kann, so erleidet dieselbe doch bemerkenswerthe Ausnahmen. So kennen wir Metalle, wie Kalium und Natrium, welche leichter als Wasser sind, und andere, die ein nur wenig höheres specifisches Gewicht zeigen, während andererseits gewisse Metalle die schwersten aller bekannten Körper darstellen. So ist das specifische Gewicht des Lithiums 0,59, das des Kaliums 0,86, das des Goldes dagegen 19,2, und jenes des Iridiums, des schwersten aller bekannten Körper, gar 23, d. h. es ist das Iridium 23 mal schwerer als Wasser.

Specifisches Gewicht.

8. Auch die Härte der Metalle ist sehr verschieden. Einige Metalle, wie Kalium, Blei, Zinn etc., sind so weich, dass sie mit dem Messer geschnitten werden können; ja Kalium und Natrium lassen sich sogar zwischen den Fingern kneten; andere dagegen besitzen einen bedeutenden Grad von Härte, doch sind es verhältnissmässig wenige, die einen sehr hohen Härtegrad zeigen.

Härte.

9. Die Metalle sind theils geschmeidig und dehnbar, theils spröde und brüchig. Geschmeidig nennt man solche Metalle, welche unter starkem Drucke ihre Form bleibend verändern, ohne dass dadurch der Zusammenhang ihrer Massentheile aufgehoben wird, solche mit andern Worten, welche sich unter dem Hammer oder der Walze zu Platten ausschlagen und strecken, die sich ferner zu Drähten ausziehen lassen. Spröde nennt man dagegen solche Metalle, welche unter der Anwendung von Druck und Schlag in Stücke zerspringen, sich pulvern lassen u. dgl. Die oben erwähnten beiden Formen der Geschmeidigkeit nennt man Hämmerbarkeit und Ductilität. Dieselben sind keineswegs immer in einem Metalle in gleichem Grade vereinigt; denn Eisen z. B., welches nur in mässig dünne Platten ausgeschlagen und ausgewalzt werden kann und von allen hämmerbaren Metallen das am wenigsten hämmerbare ist, kann zu sehr dünnen Drähten ausgezogen werden und gehört mit zu den ductilsten. Blei dagegen kann zu ausserordentlich feinen Platten ausgeschlagen werden (Bleifolie), während seine Ductilität sehr gering ist. Gold besitzt beide Eigenschaften in hohem Grade. Es kann zu so dünnen Blättchen ausgeschlagen werden, dass 57 Quadratzoll davon kaum mehr wie einen Gran wiegen, und andererseits kann ein Gran Gold in einen 550 Fuss langen Draht ausgezogen werden.

Die Metalle sind geschmeidig und dehnbar, oder spröde und brüchig.

Arten der Geschmeidigkeit: Hämmerbarkeit und Ductilität.

Festigkeit.

10. Unter Festigkeit der Metalle versteht man die Eigenschaft derselben, starken trennenden Kräften, ohne zu zerreißen, Widerstand zu leisten. Diese Eigenschaft ist bei den verschiedenen Metallen sehr verschieden, und auch bei einem und demselben Metalle je nach dem Grade seiner Reinheit und nach der Art seiner Bearbeitung. Die Festigkeit ist ganz besonders beim Eisen sehr bedeutend. Ein Eisendraht von zwei Millimeter Dicke zerreißt erst, wenn man ein Gewicht von 250 Kilogrammen daranhängt, während ein entsprechender Bleidraht schon bei einer Belastung von 12 Kilogrammen zerreißt. Es verhält sich sonach die Festigkeit des Eisens zu der des Bleies wie 125 : 6.

Kein Metall ist als solches auflöslich.

11. Eine bemerkenswerthe Eigenschaft der Metalle ist es ferner, dass sie als solche nicht aufgelöst werden können. Während wir mehrere Metalloide, wie Schwefel, Phosphor, Jod, Brom u. a., auflösen können, und nach Verdunstung der Lösungsmittel das Metalloid mit allen seinen Eigenschaften zurückbleibt, giebt es kein Lösungsmittel für Metalle in diesem Sinne. Wenn ein Metall sich in Säuren, Alkalien u. dgl. auflöst, so findet immer eine Vereinigung des Metalls mit einem Bestandtheil des Lösungsmittels statt, und in der Lösung ist ein Oxyd, ein Salz oder eine Haloidverbindung des Metalls, nicht mehr aber das Metall als solches enthalten.

Chemische Eigenschaften der Metalle.

Indem wir nun zu den chemischen Beziehungen der Metalle übergehen, sind es zunächst die Affinitäten der Metalle zu den Metalloiden, die wir in allgemeinerer Weise ins Auge fassen wollen.

Verhalten zu den Metalloiden.

Die Metalle sind im Allgemeinen durch starke Affinitäten zu den Metalloiden ausgezeichnet, und verbinden sich mit nahezu allen derselben, mit einigen sogar in mehreren Verhältnissen.

Mit Sauerstoff, Schwefel und Chlor verbinden sich alle Metalle ohne Ausnahme; auch mit Stickstoff vermögen sie sich zum Theil direct zu vereinigen, während ihre Affinität zum Wasserstoff offenbar eine sehr geringe ist, und Verbindungen derselben mit Wasserstoff kaum gekannt sind. Mit Kohlenstoff, Bor, Silicium, mit Selen, mit Brom, Jod und Fluor vermögen sich die Metalle ebenfalls zu verbinden, doch sind viele dieser Verbindungen noch nicht rein dargestellt.

Verhalten zu Sauerstoff.

Die Verbindungen der Metalle mit Sauerstoff werden im Allgemeinen Metalloxyde genannt.

Die Bildung derselben geht auf sehr verschiedene Weise von statten, und so wie bei den Metalloiden, zeigt es sich auch hier, dass der Sauerstoff im gewöhnlichen oder inactiven Zustande nur sehr geringe Affinitäten zeigt, und es gehört daher auch zu den Ausnahmen, wenn ein Metall sich bei gewöhnlicher Temperatur und direct, bei blosser Berührung mit Sauerstoff, vereinigt. Die wichtigeren Bildungsweisen der Metalloxyde sind folgende:

1. Glühen oder Schmelzen der Metalle an der Luft oder im Sauer-

stoffgase. So werden Eisen, Zink und Blei z. B. durch Glühen in Oxyde verwandelt.

Bildungsweisen der Metall-oxyde.

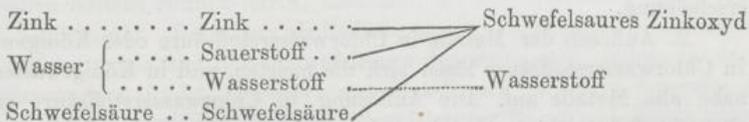
2. Wasserzersetzung. Einige Metalle besitzen die Fähigkeit, das Wasser schon bei gewöhnlicher Temperatur und bei blosser Berührung damit in der Weise zu zersetzen, dass der Wasserstoff desselben frei wird, während der Sauerstoff an das Metall tritt und Oxyd bildet. Ein solches Metall ist z. B. das Kalium. Andere Metalle dagegen zersetzen das Wasser erst in höherer Temperatur. So werden die Oxyde dieser Metalle gebildet, wenn man über die betreffenden glühenden Metalle Wasserdämpfe leitet. Der innere Vorgang ist hier wie dort der gleiche.

3. Auflösen in Säuren: Schwefelsäure und Salpetersäure. Schwefelsäure und Salpetersäure sind sehr wirksame Auflösungsmittel für Metalle. Die Metalle aber lösen sich in diesen Säuren nicht als Metalle auf, so wie sich etwa Zucker in Wasser auflöst, sondern in der Auflösung ist stets ein Oxyd des Metalls enthalten; es geht sonach die Auflösung der Metalle in den genannten Säuren nur unter Oxydation der ersteren vor sich. Diese Oxydation aber erfolgt:

- a. durch Wasserzersetzung und sogenannte disponirende Verwandtschaft (vergl. S. 38), bei Behandlung der Metalle mit verdünnten Säuren, wenn sich z. B. Zink in verdünnter Schwefelsäure auflöst; der Vorgang wird hier durch nachstehende Formelgleichung:

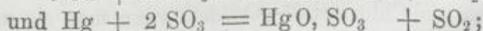


und durch folgendes Schema:



veranschaulicht;

- b. durch theilweise Reduction der angewandten Säure, indem nämlich letztere einen Theil ihres Sauerstoffs verliert und an das Metall abgibt. Das gebildete Metalloxyd tritt dabei an überschüssige, unzersetzte Säure und bildet damit ein Salz, während ein niedrigeres Oxyd des Metalloids als jenes welches die Säure bildete, frei wird. So löst sich Kupfer in Salpetersäure auf, indem sich salpetersaures Kupferoxyd bildet und Stickoxydgas frei wird; so Quecksilber in concentrirter Schwefelsäure unter Bildung von schwefelsaurem Quecksilberoxyd und schwefliger Säure. Folgende Formelgleichungen erläutern diese Vorgänge:



ähnlich wie die freie Salpetersäure wirkt in vielen Fällen der Salpeter: salpetersaures Kaliumoxyd.

4. Gleichzeitige und längere Einwirkung von Feuchtigkeit und atmosphärischer Luft. Viele Metalle, welche sich bei gewöhnlicher Temperatur nicht mit trockenem Sauerstoffgas verbinden, oxydiren sich an feuchter Luft. Hierauf beruht z. B. das Rosten des Eisens an feuchter Luft. Es findet hierbei jedoch der Unterschied statt, dass einige Metalle dabei nur oberflächlich oxydirt werden, während bei anderen die Oxydation so lange fortschreitet, bis alles Metall in Oxyd verwandelt ist. Eine Eisenstange wird an feuchter Luft durch das Rosten, d. h. die Oxydbildung, vollständig zerstört, während ein Zinkblech sich zwar bald mit einer Oxydschicht überkleidet, aber gerade durch diese Oxydschicht vor einer tiefer gehenden Oxydation geschützt wird. Die Oxydation erfolgt hier nicht durch Wasserzersetzung, sondern durch den im Wasser aufgelösten Sauerstoff. Das so gebildete Oxyd verbindet sich dann gewöhnlich mit einem Theile des Wassers zu einem sogenannten Hydrate. Zuweilen wird dabei auch Wasserstoffsperoxyd durch eine Art Induction gebildet.

5. Directe Einwirkung des activen oder ozonisirten Sauerstoffs. Die Metalle werden dabei gewöhnlich in die höchsten Oxydationsstufen übergeführt, die sie bilden.

Verhalten
zu Chlor.

Die Verbindungen der Metalle mit Chlor werden Chlormetalle genannt. Auch ihre Bildung erfolgt auf mehrfache Weise, doch zeigt sich hier eine sehr grosse Abweichung vom Verhalten des Sauerstoffs. Die wichtigeren Bildungsweisen der Chlormetalle sind folgende:

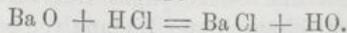
Bildungs-
weisen der
Chlor-
metalle.

1. Directe Vereinigung. Das Chlor vereinigt sich schon bei gewöhnlicher Temperatur mit den meisten Metallen, und nicht selten unter Feuererscheinung.

2. Auflösen der Metalle in Chlorwasserstoffsäure oder Königswasser. In Chlorwasserstoffsäure lösen sich die meisten, und in Königswasser beinahe alle Metalle auf. Die Auflösung in Chlorwasserstoffsäure erfolgt aber ebenfalls nicht in der Art, dass sich das Metall als solches auflösen würde, sondern unter Freiwerden von Wasserstoffgas und Bildung eines Chlormetalls. Wenn sich z. B. Zink in Salzsäure auflöst, so bildet sich Chlorzink und Wasserstoff wird frei:



3. Behandlung der Metalloxyde mit flüssiger oder gasförmiger Chlorwasserstoffsäure. Die meisten Metalloxyde setzen sich auf diese Weise in Chlormetalle und Wasser um. So giebt Baryumoxyd und Chlorwasserstoff Chlorbaryum und Wasser:



4. Leiten von Chlorgas über zum Glühen erhitzte Metalloxyde. Es wird dabei unter Bildung von Chlormetallen der Sauerstoff der Oxyde ausgetrieben. Zuweilen aber wird aus den Oxyden der Sauerstoff erst dann ausgeschieden und Chlormetall gebildet, wenn man sie mit Kohlenpulver gemengt in Chlorgas glüht, wobei der freiwerdende Sauerstoff an die Kohle tritt und Kohlenoxydgas bildet.

5. Leiten von Chlorwasserstoffgas über glühende Metalle.

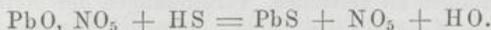
Alles von den Beziehungen des Chlors zu den Metallen und von der Bildungsweise der Chlormetalle Gesagte gilt auch von den Brom-, Jod- und Fluormetallen. Aus den Brom- und Jodmetallen wird das Brom und Jod durch Chlor unter Bildung von Chlormetall ausgetrieben.

Der Schwefel hat zu den Metallen ebenfalls eine sehr grosse Verwandtschaft, und die meisten Metalle lassen sich mit Schwefel direct bei höherer Temperatur, wenn sie damit erhitzt werden, verbinden. Nicht selten ist diese Vereinigung, ähnlich wie beim Sauerstoffgase, von Feuererscheinung begleitet. Dünnes Kupferblech z. B. verbrennt im Schwefeldampf zu Schwefelkupfer. Andere Bildungsweisen der Schwefelmetalle sind folgende:

1. Einwirkung von Schwefelwasserstoffgas auf Metalloxyde, entweder in der Art, dass man die Oxyde in diesem Gase glüht, oder dass man das Gas in die Auflösungen der Metalloxyde leitet. Unter allen Umständen wird Wasser und Schwefelmetall gebildet:



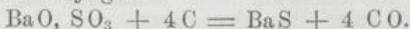
oder



In ähnlicher Weise wirkt der Schwefelkohlenstoff.

2. Erhitzen von Metalloxyden mit Schwefel. Es entsteht dabei schweflige Säure, die in Gasform entweicht, und Schwefelmetall bleibt zurück.

3. Eine sehr gewöhnliche Methode der Darstellung von Schwefelmetallen besteht endlich darin, dass man die schwefelsauren Metalloxyde mit Kohle glüht. Die dabei als Reductionsmittel wirkende Kohle entzieht dem Metalloxyde und der Schwefelsäure den Sauerstoff, indem sie damit Kohlenoxydgas bildet, während das Metall sich mit dem Schwefel der Schwefelsäure vereinigt. So giebt schwefelsaurer Baryt und Kohle Schwefelbaryum und Kohlenoxydgas:



Die Beziehungen des Selens zu den Metallen sind ganz ähnliche wie die des Schwefels.

Die Verbindungen der Metalle mit Phosphor, die Phosphormetalle, sind im Allgemeinen noch wenig gekannt. Man erhält sie entweder durch unmittelbare Vereinigung bei höherer Temperatur, oder sie bilden sich, wenn Phosphorsäure und Metalle bei Gegenwart von Kohle, oder phosphorsaure Salze des betreffenden Metalls mit Kohle geglüht werden.

Die Verbindungen der Metalle mit Kohlenstoff, Silicium und Bor sind noch weniger studirt, wie die Phosphormetalle. Stahl und Roheisen sind die wichtigsten Kohlenstoffverbindungen der Metalle.

Auch von Stickstoff sind einige Metallverbindungen bekannt. Ihre Bildung erfolgt zum Theil auf directem Wege, indem man Stickstoffgas

über die glühenden Metalle leitet, zum Theil auf indirectem. Eine der gewöhnlichsten indirecten Bildungsweisen derselben ist die Reduction der Metalloxyde durch Ammoniak. Es tritt dabei der Wasserstoff des Ammoniaks an den Sauerstoff der Metalloxyde, damit Wasser bildend, während der Stickstoff sich mit dem reducirten Metall vereinigt.

Die Metalle vermögen sich auch unter sich chemisch zu vereinigen.

Die Verbindungen der Metalle unter sich erhält man durch Zusammenschmelzen derselben. Dabei schmelzen dieselben zwar in der Regel in allen Verhältnissen zusammen, allein es sprechen bestimmte Thatsachen dafür, dass sich Verbindungen der Metalle in bestimmten Aequivalentverhältnissen bilden, die aber mit einem Ueberschuss des einen oder anderen Metalls zusammenschmelzen. Für eine stattfindende wirklich chemische Vereinigung spricht der Umstand, dass die Vereinigung nicht selten von Feuererscheinung begleitet, und es in gewissen Fällen möglich ist, die Verbindung krystallisirt zu erhalten. Die Verbindungen der Metalle unter sich nennt man im Allgemeinen Legirungen. Doch sind darunter weniger stöchiometrische Verbindungen, sondern vielmehr Zusammenschmelzungen zu verstehen. Verbindungen der Metalle mit Quecksilber nennt man Amalgame.

Vorkommen der Metalle. Die Metalle sind in der anorganischen und organischen Natur ausserordentlich verbreitet, doch finden sie sich ihrer mächtigen Affinitäten halber verhältnissmässig selten unverbunden, und dann ausschliesslich in der anorganischen Natur.

Wenn ein Metall im reinen, unverbundenen Zustande vorkommt, so wird es regulinisch oder gediegen genannt. Gediegen findet sich z. B. Gold, Silber, Platin, Quecksilber, Kupfer. Kommen die Metalle an andere Elemente gebunden vor, so nennt man sie vererzt. Erze nennt man die im Mineralreiche vorkommenden Metallverbindungen.

Diese Erze sind vorzugsweise: Oxyde, Schwefelmetalle, Chlormetalle und Salze. Gewisse Metalle im verbundenen Zustande sind Bestandtheile des pflanzlichen und thierischen Organismus.

Gewinnung. Da die Metalle, wie soeben auseinandergesetzt wurde, nur selten gediegen vorkommen, sie aber ihre Anwendungen im Leben zu technischen Zwecken vorzüglich als solche finden, so ist es die Aufgabe der Hüttenkunde und Metallurgie, durch zweckmässig im Grossen geleitete chemische Prozesse die Metalle aus ihren Erzen zu gewinnen und in mehr oder weniger reinem Zustande darzustellen. Die dabei in Anwendung kommenden Methoden sind nach der Natur des Erzes oder Metalls verschieden. Die als Oxyde vorkommenden Metalle werden in eigens construirten Oefen mit Kohle als Reductionsmittel geschmolzen, wobei die Kohle gleichzeitig als solches und als Feuerungsmaterial wirkt. Schwefelmetalle werden durch vorhergehendes Rösten in Oxyde übergeführt, und hierauf wie oben behandelt. Die sogenannten Erze sind gewöhnlich in andere Gesteinsarten eingewachsen oder eingesprengt. Diese

Verbindungen der Metalle unter sich.

Legirungen und Amalgame.

Vorkommen der Metalle.

Gewinnung.

Hüttenkunde.

Gesteinsarten schmelzen bei den Hüttenprocessen ebenfalls, wobei ihr Schmelzen durch absichtlich gemachte Zusätze: sogenannte Flüsse, befördert und geregelt wird, und bilden die sogenannte Schlacke.

Allgemeine Charakteristik der Verbindungen der Metalle.

Metalloxyde.

Metall-
oxyde.

Die Metalloxyde sind alle ohne Ausnahme feste Körper, im Uebrigen aber von sehr verschiedenen physikalischen Eigenschaften. Die meisten sind in Wasser unlöslich, und kein einziges besitzt metallisches Aussehen; gewöhnlich sind es weisse oder gefärbte Körper von erdigem Ansehen. Daher der alte Name Metallkalk für die Metalloxyde.

Eigen-
schaften.

Viele Metalle verbinden sich mit Sauerstoff in mehreren Verhältnissen. In Bezug auf die Nomenclatur gilt dann alles S. 88 gesagte.

Was den chemischen Charakter der Metalloxyde anbetrifft, so ist derselbe ein sehr verschiedener. Man theilt nämlich die Metalloxyde bezüglich ihres chemischen Charakters folgendermaassen ein:

1. **Basische Oxyde oder Basen.** Diese Oxyde haben die Eigenschaft, sich mit den Säuren zu wohlcharakterisirten, meist krystallisirbaren Verbindungen zu vereinigen. Diese Verbindungen sind die Salze. Die Eigenschaften der Oxyde, welche man basische nennt, wurden bereits S. 89 auseinandergesetzt.

Basische
Oxyde.

2. **Saure Oxyde oder Säuren.** Ihr Charakter ist im Allgemeinen der bereits umständlich erörterte der Säuren überhaupt. Im Allgemeinen zeigen die Metalle geringe Neigung, saure Oxyde zu bilden, und die darstellbaren besitzen einen viel schwächeren sauren Charakter, wie die Metalloidsäuren. Sie verbinden sich übrigens mit starken Basen zu Salzen.

Säuren.

3. **Unbestimmte Oxyde:** solche, welche ähnlich dem Wasser bald die Rolle einer Säure und bald die einer Base spielen. Gegen starke Säuren verhalten sie sich basisch, und gegen starke Basen als Säuren. Die Thonerde ist ein hierher gehöriges Oxyd.

Unbe-
stimmte
Oxyde.

4. **Indifferente Oxyde.** Es gehören hierzu die sogenannten **Superoxyde.** Dieselben vereinigen sich weder mit Säuren, noch mit Basen zu einigermaassen beständigen Verbindungen. Durch die Einwirkung der Säuren verlieren sie gewöhnlich einen Theil ihres Sauerstoffs, der gasförmig weggeht, während nun basisches Oxyd zurückbleibt, das sich mit der Säure vereinigt. So wird das Mangansuperoxyd durch Schwefelsäure in der Weise zerlegt, dass sich schwefelsaures Manganoxydul bildet, und die Hälfte des Sauerstoffs als Gas entweicht:

Indifferente
Oxyde.



Aehnlich wie die Säuren wirken zuweilen die Alkalien.

Salzartige
Oxyde.

5. Salzartige Oxyde. Es sind Verbindungen zweier verschiedener Oxyde eines und desselben Metalls, von denen das eine die Rolle der Basis und das andere die der Säure spielt. Das natürlich vorkommende Eisenoxyduloxyd, der Magnet Eisenstein, ist eine derartige Verbindung.

Metalloxyd-
hydrate.

So wie die Säuren, wie wir gesehen haben, sich mit Wasser nach stöchiometrischen Verhältnissen chemisch zu vereinigen vermögen: zu den sogenannten Hydraten, welche gewissermaßen als Salze betrachtet werden können, in welchen das Wasser die Stelle einer Basis vertritt, ebenso verbinden sich auch viele Metalloxyde, nämlich die basischen mit Wasser zu Hydraten: den Metalloxydhydraten, welche als Salze zu betrachten sind, in welchen das Wasser die Rolle einer Säure spielt. Derartige Verbindungen sind sehr zahlreich und entstehen unter verschiedenen Umständen.

Wie bereits oben bemerkt, kann sich ein Metall in mehreren Verhältnissen mit Sauerstoff zu verschiedenen Oxyden vereinigen, deren Charakter ein ebenfalls verschiedener ist, so dass ein Metall basische, indifferente, salzartige, unbestimmte Oxyde und Säuren bilden kann. Ein Beispiel hierfür liefert das Mangan, wie nachstehendes Schema zeigt:

Mn O	= Manganoxydul	starke Basis.
Mn_2O_3	= Manganoxyd	schwache Basis.
Mn_3O_4	= $\text{Mn O, Mn}_2\text{O}_3$ Manganoxyduloxyd . . .	salzartiges Oxyd.
Mn O_2	= Mangansuperoxyd	indifferentes Oxyd.
Mn O_3	= Mangansäure	saures Oxyd.
Mn_2O_7	= Uebermangansäure	saures Oxyd.

Im Allgemeinen sind:

1. Oxyde nach der Formel RO (worin R ein beliebiges Metall bedeutet) starke Basen.
2. Oxyde nach der Formel R_2O_3 , sogenannte Sesquioxyde, schwache Basen oder unbestimmte Oxyde.
3. Oxyde nach der Formel R_3O_4 salzartige Oxyde.
4. Oxyde nach der Formel RO_2 indifferente Oxyde.
5. Oxyde nach der Formel RO_3 und noch sauerstoffreichere, Säuren. Doch erleidet diese Regel mancherlei Ausnahmen.

Reduction
der Metall-
oxyde.

Allen Metalloxyden kann man den Sauerstoff wieder entziehen und sie wieder in regulinische Metalle verwandeln. Den Process dieser Zurückführung der Metalloxyde in Metalle nennt man Reduction, unter welchem Ausdrucke übrigens die Wiederherstellung der Metalle auch aus anderen Verbindungen derselben (mit Schwefel, Chlor etc.) verstanden wird.

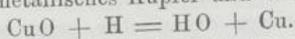
Nicht allen Metalloxyden kann der Sauerstoff gleich leicht entzogen werden, und man unterscheidet zwischen leicht und schwer reducibaren. Die Wege, auf welchen die Reduction der Metalloxyde erfolgt, sind nachstehende:

1. Erhitzen der Metalloxyde für sich, wobei sie ganz einfach in Sauerstoff und Metall zerfallen. Zu diesen leicht reducirbaren Oxyden gehören die der edlen Metalle: des Goldes, Silbers, Platins und Quecksilbers. Da diese Metalle im oxydirten Zustande den Sauerstoff schon durch blosses Erhitzen verlieren, so schliesst man, dass ihre Affinität zum Sauerstoff eine verhältnissmässig geringe ist; diese Ansicht wird nun auch dadurch unterstützt, dass sie sich verhältnissmässig schwierig mit Sauerstoff verbinden, und namentlich nicht durch Glühen oder Schmelzen an der Luft oxydiren (nicht anlaufen, oder ihren Glanz verlieren).

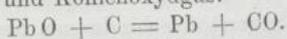
Arten der Reduction.

2. Erhitzen der Metalloxyde mit Körpern, welche vermöge ihrer eminenten Affinität zum Sauerstoff selben den Metalloxyden entziehen. So nach indirecte Reduction. Mit Ausnahme der edlen Metalle können alle übrigen beinahe nur auf diesem Wege reducirt werden. Die hier als Reductionsmittel in Anwendung kommenden Körper sind vorzugsweise der Wasserstoff und die Kohle.

Bei der Anwendung des Wasserstoffs leitet man ihn über die zum Glühen erhitzten Metalloxyde, wobei der Sauerstoff der letzteren an den Wasserstoff tritt und Wasser bildet. Kupferoxyd z. B. im Wasserstoffgasstrome geblüht, giebt metallisches Kupfer und Wasser:



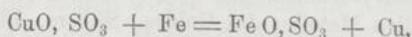
Bei der Anwendung der Kohle im Kleinen wird das Metalloxyd innig mit Kohlenpulver gemengt, und gewöhnlich noch mit einem sogenannten Flussmittel bedeckt in einem geeigneten Tiegel einer hohen Hitze ausgesetzt. Hierbei tritt der Sauerstoff des Metalloxydes an den Kohlenstoff der Kohle und bildet damit Kohlenoxydgas oder Kohlensäure, während das reducirt Metall, falls es ein nichtflüchtiges ist, durch die Hitze geschmolzen, sich am Grunde des Tiegels ansammelt und nach dem Erkalten und Zerschlagen des Tiegels als zusammengeschmolzener Kuchen: als sogenannter Metallregulus, erhalten wird. Bleioxyd mit Kohle z. B. geben metallisches Blei und Kohlenoxydgas:



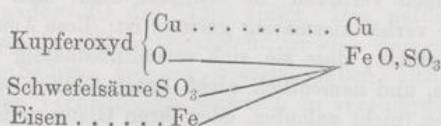
Ganz ähnliche Wirkungen auf kleinem Raume erzielt man, wenn man die Metalloxyde, z. B. Bleioxyd, in ein sogenanntes Kohlengrübchen (eine Aushöhlung eines Stückes Holzkohle) bringt, und nun mit der inneren Löthrohrflamme darauf bläst, das Metall sammelt sich dann, indem es schmilzt, zu einem sogenannten Metallkorn im Grübchen.

3. Man stellt in die Auflösungen der Salze der Metalloxyde oxydirbarere Metalle. Hierbei findet einfach ein Platzwechsel des Sauerstoffs und des Metalls statt. Der Sauerstoff tritt an das hineingestellte oxydirbarere Metall und bildet damit ein Oxyd; dieses tritt mit der vorhandenen Säure in chemische Verbindung, während das früher in dem Salze enthaltene Metall, nun reducirt, ausgefällt wird, und sich auf das hineingestellte noch nicht in den Oxydationsprocess hereingezogene Metall niederschlägt, dasselbe überzieht. So schlägt sich auf in eine Kupferoxydauflösung, z. B. schwefelsaures Kupferoxyd, gestelltes Eisen

metallisches Kupfer nieder, während sich schwefelsaures Eisenoxydul bildet:



oder schematisch:



In ähnlicher Weise schlägt sich auf Kupfer in einer Silberoxyd-Auflösung metallisches Silber, auf Zink in einer Bleioxyd-Auflösung metallisches Blei nieder.

4. Elektrolyse. Man setzt die Metalloxyde in Auflösungen der Einwirkung des elektrischen Stromes aus. Hierbei scheidet sich der Sauerstoff derselben am positiven und das Metall am negativen Pole aus, und zwar entweder in regelmässigen Krystallen, oder in dichten compacten Massen. Hierauf beruht die sogenannte Galvanoplastik und die galvanische Vergoldung und Versilberung etc.

5. Einwirkung gewisser organischer sehr oxydirbarer Substanzen auf die Auflösungen der Metalloxyde. Hierbei schlägt sich gewöhnlich das reducirte Metall (Silber, Gold) in Gestalt eines glänzenden spiegelnden Ueberzuges auf die innere Fläche des Glases, in welchem die Reduction vorgenommen wurde, nieder.

Einwirkung
der Metal-
loide auf
Metall-
oxyde.

Durch die Einwirkung von Schwefel in höherer Temperatur werden die meisten Metalloxyde in der Art zersetzt, dass schwefelsaures Metalloxyd und Schwefelmetall entsteht, bei gleichzeitiger Gegenwart von Kohle bildet sich nur Schwefelmetall.

Auch Chlor wirkt auf die Metalloxyde ein und verwandelt sie entweder in Chlormetalle, oder es bewirkt complicirtere Zersetzungen, indem neben Chlormetall noch Sauerstoffverbindungen des Chlors: Unterchlorige Säure und Chlorsäure, entstehen, die mit einem unzersetzten Theile des Metalloxydes Salze bilden.

Chlor-
metalle.

Chlormetalle.

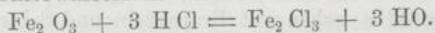
Eigen-
schaften.

Die Chlormetalle sind meist feste Körper, einige aber flüchtige Flüssigkeiten. Viele sind krystallisirbar und in Wasser unzersetzt löslich, die meisten durch Hitze schmelzbar, viele ferner in hoher Temperatur flüchtig, daher sublimirbar. Nur wenige werden, ähnlich den Oxyden der edlen Metalle, durch Wärme in Metall und Chlorgas zersetzt. Kein Chlormetall ist durch Kohle in höherer Temperatur reducirbar, viele aber werden durch Erhitzen im Wasserstoffgasstrom reducirt; andere durch Erhitzen mit anderen Metallen.

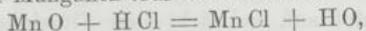
Ein und dasselbe Metall vermag sich mit Chlor, ähnlich wie mit Sauerstoff, in mehreren stöchiometrischen Verhältnissen zu verbinden, und zuweilen verbindet sich ein Metall in ebenso viel Verhältnissen mit Chlor, als es Oxydationsstufen hat. Ist dies nicht der Fall, so entspricht wenigstens der Chlorverbindung immer ein Oxyd des betreffenden Metalls. So haben wir z. B.

Quecksilberoxydul .	Hg ₂ O	Quecksilberchlorür .	Hg ₂ Cl
Quecksilberoxyd . .	Hg O	Quecksilberchlorid .	Hg Cl
Eisenoxydul	Fe O	Eisenchlorür	Fe Cl
Eisenoxyd	Fe ₂ O ₃	Eisenchlorid	Fe ₂ Cl ₃

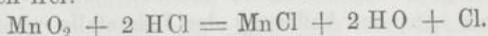
Durch die Einwirkung von Chlorwasserstoff auf die Metalloxyde entsteht gewöhnlich ein dem Oxyde entsprechendes Chlormetall. So giebt Eisenoxyd und Chlorwasserstoff Eisenchlorid und Wasser:



Existirt aber ein dem gegebenen Oxyde proportionales Chlormetall nicht, so bildet sich ein niedrigeres Chlormetall und es wird so viel Chlor frei, als das Metall mehr aufgenommen hätte, wenn ein dem gegebenen Oxyde entsprechendes Chlormetall gebildet wäre. So giebt Manganoxydul und Chlorwasserstoff Manganchlorür und Wasser:



weil ein dem Manganoxydul entsprechendes Manganchlorür existirt. Ein dem Mangansuperoxyd proportionales Mangansuperchlorid existirt aber nicht. Bringt man daher Mangansuperoxyd mit Chlorwasserstoffsäure zusammen, so bildet sich zunächst ein niedrigeres Chlormetall und Chlor wird zum Theil frei:



Vergl. Darstellung des Chlors, S. 191.

Die Nomenclatur der Chlormetalle entspricht der der Chlorverbindungen überhaupt (vergl. S. 192). Das dem Oxydul eines Metalles entsprechende Chlormetall heisst Chlorür, und das dem Oxyd proportionale Chlorid. Die den Säuren entsprechenden Chlorungsstufen heissen gewöhnlich Superchlorür und Superchlorid. So führt die der Uebermangansäure: Mn₂O₇, proportionale Chlorungsstufe: Mn₂Cl₇, die Bezeichnung Mangansuperchlorid. Die Chlormetalle verbinden sich nicht selten unter einander zu Doppelchlormetallen, und können auch mit Oxyden Verbindungen eingehen, die man basische Chlormetalle genannt hat.

Nomenclatur der Chlormetalle.

Salpetersaures Silber erzeugt in den Auflösungen der Chlormetalle einen weissen, käsigen, am Lichte sich violett färbenden Niederschlag von Chlorsilber. Derselbe ist so gut wie unlöslich in Salpetersäure, löslich in Ammoniak und in unterschwefligsaurem Natron.

Mit Braunstein und Schwefelsäure entwickeln sie Chlorgas.

Brom-, Jod-
und Fluor-
metalle.

Brom-, Jod- und Fluormetalle.

Alles von den Chlormetallen Gesagte gilt im Allgemeinen auch von den Brom-, Jod- und Fluormetallen. Die Fluormetalle bilden häufig mit Fluorsilicium Doppelverbindungen.

Haloidsalze.

Die den basischen Metalloxyden entsprechenden Chlor-, Brom-, Jod- und Fluormetalle werden wegen ihrer den Salzen ganz analogen Eigenschaften als Salze betrachtet, welche man, um sie von den eigentlichen Salzen zu unterscheiden, Haloidsalze nennt. Eben der Eigenschaft wegen, sich mit den Metallen zu salzartigen Verbindungen vereinigen zu können, werden die in eine Gruppe gehörigen Metalloide: Chlor, Brom, Jod und Fluor, Salzbildner oder Haloide genannt.

Die Brommetalle geben mit Braunstein und Schwefelsäure braunrothe Dämpfe von freiem Brom, auch Salpetersäure so wie Chlorgas setzt daraus Brom in Freiheit. Sind Spuren von Brommetallen durch Chlorgas nachzuweisen, so setzt man zur Flüssigkeit einen Tropfen Schwefelkohlenstoff oder Chloroform, dann tropfenweise etwas verdünntes Chlorwasser, und schüttelt. Das frei werdende Brom löst sich dann in dem Chloroform oder Schwefelkohlenstoff auf, und färbt diese Flüssigkeiten rothgelb. Salpetersaures Silber erzeugt in den Auflösungen der Brommetalle einen gelblichen, käsigen, am Lichte sich grau färbenden Niederschlag von Bromsilber, der in verdünnter Salpetersäure unlöslich, und in Ammoniak schwer löslich ist. Feuchtes Stärkemehl wird von freiem Brom orange gelb gefärbt.

Jodmetalle geben mit Braunstein und Schwefelsäure erhitzt violette Dämpfe von Jod. Aus der Auflösung der Jodmetalle wird durch Chlor das Jod in Freiheit gesetzt, ein Ueberschuss von Chlor bindet es aber wieder zu farblosem Chlorjod. Auch salpetrige Säure und Untersalpetersäure machen das Jod frei, welches gleichzeitig zugesetzte Stärke blau färbt. Salpetersaures Silber erzeugt in den Auflösungen der Jodmetalle einen gelblichen am Lichte sich schwärzenden Niederschlag von Jodsilber, der in Ammoniak sehr schwierig löslich ist.

Aus den Fluormetallen bildet sich beim Erwärmen mit concentrirter Schwefelsäure Flussssäure, welche Glas ätzt.

Schwefelmetalle.

Schwefel-
metalle.

Die Schwefelmetalle sind feste, oft sehr charakteristisch und lebhaft gefärbte Körper, die häufig natürlich im Mineralreich vorkommen und dann gewöhnlich vollkommenen Metallglanz besitzen (Schwefelkies, Bleiglanz u. s. w.). Auch sind sie Leiter der Elektrizität.

Auch mit dem Schwefel vermag sich ein Metall nicht selten in mehreren Verhältnissen zu vereinigen, welche dann den Oxydationsstufen

desselben in der Regel proportional sind. Der chemische Charakter der Schwefelmetalle entspricht dem der proportionalen Oxyde. Den basischen Oxyden entsprechen Schwefelmetalle, die ebenfalls basisch sind, und den sauren Oxyden Schwefelmetalle, welche den Charakter saurer Oxyde zeigen. Erstere sind elektropositiv, letztere sind elektronegativ, und so wie sich basische Oxyde mit sauren Oxyden oder Säuren zu Salzen vereinigen, so vereinigen sich elektropositive oder basische Schwefelmetalle mit elektronegativen oder sauren Schwefelmetallen zu Doppelverbindungen elektartiger Natur, die den Namen Sulfosalze führen.

Sulfosalze.

Aus den Schwefelmetallen kann man die Metalle in ähnlicher Weise wie aus den Oxyden in regulinischem Zustande darstellen, doch gelingt dies im Allgemeinen schwieriger. So sind es namentlich nur sehr wenige Schwefelmetalle, welche durch blosses Glühen reducirt werden. Durch Glühen an der Luft (Rösten) verwandeln sich die meisten Schwefelmetalle in Metalloxyde, indem gleichzeitig ihr Schwefel zu schwefliger Säure verbrennt und gasförmig weggeht. Zuweilen aber oxydirt sich der Schwefel zu Schwefelsäure, welche mit dem gebildeten Oxyde ein schwefelsaures Salz bildet. Die Oxydation der Schwefelmetalle durch Glühen an der Luft wird im Grossen hüttenmännisch ausgeführt und dann Abschweffeln oder Rösten genannt. Salzsäure oder Schwefelsäure entwickeln aus den Schwefelmetallen Schwefelwasserstoff, erkennbar am Geruch, und an der Schwärzung des Bleipapiers.

Reduction der Schwefelmetalle

Durch Wasserstoffgas werden in höherer Temperatur die meisten Schwefelmetalle reducirt, nicht aber durch Kohle. Eine zuweilen in Anwendung kommende Reductionsmethode der Schwefelmetalle besteht darin, sie mit Metallen zu glühen, deren Verwandtschaft zum Schwefel die der fraglichen Metalle übertrifft. So erhält man beim Erhitzen von Schwefelquecksilber (Zinnober) mit Eisen Schwefeleisen und metallisches Quecksilber, welches letzteres, da es flüchtig ist, abdestillirt werden kann.

Selenmetalle.

Sie verhalten sich vollkommen ähnlich den Schwefelmetallen, sind häufig metallglänzend, und werden gewöhnlich durch directe Einwirkung des Selens auf Metalle bei höherer Temperatur, seltener durch Fällung des Chlormetalls mit Selenwasserstoff erhalten.

Säuren entwickeln daraus Selenwasserstoff.

Stickstoffmetalle.

Stickstoffmetalle.

Die Stickstoffmetalle sind im Allgemeinen ziemlich unbeständige, indifferente Körper, die häufig schon an feuchter Luft sich unter Ammoniakentwicklung zersetzen, einige davon aber sind sehr beständig. Sie sind im Ganzen noch unvollständig studirt.

Eigenschaften.

Durch Säuren werden sie im Allgemeinen auf die Weise zersetzt, dass sich ihr Stickstoff mit dem Wasserstoff des vorhandenen Wassers zu Ammoniak vereinigt, während der Sauerstoff an das Metall tritt. Das gebildete Metalloxyd und das gebildete Ammoniak vereinigen sich mit der Säure.

Ueber die allgemeinen Eigenschaften der Verbindungen der Metalle mit den übrigen Metalloiden: Silicium, Bor, Kohlenstoff ist zu bemerken, dass dieselben im Ganzen sehr wenig gekannt sind.

Legirungen
u. Amalgame

Legirungen und Amalgame.

Die Legirungen besitzen im Allgemeinen die physikalischen Eigenschaften der Metalle: sie zeigen Metallglanz, sind schmelzbar, hämmerbar, dehnbar etc., gute Wärme- und Elektricitätsleiter, sind als solche nicht in Wasser löslich u. s. w.

zeigen den
Charakter
der Metal-
lität.

Im Allgemeinen sind die Legirungen als gewissermaassen neue Metalle zu betrachten, deren Eigenschaften Mittel derjenigen der sie zusammensetzenden Metalle darstellen.

Ihre Farbe ist verschieden, ihre Härte meist grösser als die der einzelnen Metalle, ihr Schmelzpunkt dagegen niedriger, zuweilen auch niedriger als der Schmelzpunkt des am leichtesten schmelzenden in der Legirung enthaltenen Metalls. So schmilzt das Blei bei 325° C., das Wismuth bei 265° C. und das Zinn bei 228° C., während eine Legirung von 5 Thln. Blei, 3 Thln. Zinn und 8 Thln. Wismuth schon bei 98° C., also einer Temperatur schmilzt, die noch nicht einmal so hoch wie die des kochenden Wassers, und mehr wie noch einmal so niedrig ist wie die des leichtest schmelzbaren Metalls der Mischung: des Zinns. Wegen ihrer Leichtflüssigkeit werden die Legirungen häufig zum Löthen angewendet, und dann Lothe genannt.

Loth und
Löthen.

Die Zähigkeit der Legirungen ist dagegen in der Regel bedeutender, wie die der sie zusammensetzenden Metalle. So ist z. B. eine Mischung von 12 Thln. Blei und 1 Thl. Zink doppelt so zähe als Zink. Die Legirungen leiten im Allgemeinen die Elektricität schlechter als die Metalle, aus denen sie zusammengesetzt sind, und ähnlich verhalten sie sich gegen die Wärme. Ihr spezifisches Gewicht ist meist grösser, als das mittlere spezifische Gewicht der angewandten Metalle. Es erfolgt demnach bei der Vereinigung eine Verdichtung oder Volumverminderung, wie sie gewöhnlich bei der chemischen Vereinigung eintritt. Doch giebt es von dieser Regel auch Ausnahmen. Bei der Vereinigung der Metalle während des Schmelzens wird ferner häufig eine sehr beträchtliche Menge von Wärme frei. So entsteht z. B. eine sehr hohe Temperatur, wenn dünne Blättchen von Platin und Zinn zusammengeschmolzen werden.

Arsen und Antimon als metallähnliche Körper bilden ebenfalls mit Metallen mannigfache Legirungen. Die Legirungen des Arsens sind weiss oder röthlich, vollkommen metallglänzend, leicht schmelzbar und spröde. Bei Luftzutritt erhitzt, entwickeln sie theils arsenige Säure, theils verwandeln sie sich in arsensaure Metalloxyde. Mit Salpetersäure oder Königswasser erhitzt, geben sie ebenfalls arsensaure Metalloxyde. Mit salpetersaurem Kali geschmolzen, liefern sie arsensaures Kali. Auch das Antimon legirt sich leicht mit den Metallen, zuweilen unter Feuererscheinung. Die Antimonlegirungen sind in der Regel von weisser Farbe, haben ausgezeichneten Metallglanz, und sind bei vorwaltendem Antimongehalte spröde. Werden sie mit Salpetersäure behandelt, so scheidet sich ein Gemenge von Antimonoxyd und Antimonsäure, oder die sogenannte antimonige Säure als weisses Pulver ab. Mit Salpeter geschmolzen liefern sie antimonsaures Kali.

Amalgame werden, wie bereits oben erwähnt, die Legirungen der Metalle mit Quecksilber genannt. Die Amalgame sind entweder feste oder teigartig weiche Körper (daher der ältere Name Quickbrei für Amalgame) von ausgesprochenem Metallglanz. Wie man sie gewöhnlich darstellt, sind sie ebensowenig wie die Legirungen als reine chemische Verbindungen, sondern vielmehr als Lösungen solcher Verbindungen in überschüssigem Quecksilber zu betrachten.

Die Amalgame sind im Ganzen noch wenig untersucht.

Legirungen und Amalgame finden eine sehr ausgebreitete technische Anwendung. Unter den in dieser Beziehung wichtigen Legirungen erwähnen wir Beispiels halber das Messing, Glocken- und Kanonenmetall, Tomabck, Neusilber, von den Amalgamen das Zinnamalgam (Spiegelbeleg).

Beispiele
technisch
wichtiger
Legirungen
und Amalgame.

Verbindungen der Metalloxyde mit Säuren. Salze.

Jene Metalloxyde, welche wir basische oder Basen genannt haben, besitzen die Eigenschaft, sich mit den sogenannten Sauerstoffsäuren (Schwefelsäure, Salpetersäure, Kohlensäure z. B.) unter Abscheidung von Wasser zu neuen chemischen Verbindungen, zu Verbindungen zweiter Ordnung, zu vereinigen. Bringt man mit gewissen Sauerstoffsäuren eine hinreichende Menge gewisser basischer Oxyde zusammen, so verschwinden allmählich die sauren Eigenschaften der Säure, der saure Geschmack und die saure Reaction, und es entsteht unter starker Erhitzung eine Flüssigkeit, die neutral ist, d. h. weder saure noch basische Reaction zeigt. Dampf man diese Flüssigkeit ab, so bleibt ein Körper zurück, der eine Verbindung der Säure mit dem basischen Oxyd ist: ein Salz.

Setzt man z. B. zu Salpetersäure allmählich eine Auflösung desjenigen basischen Oxydes, das wir bald unter dem Namen Kaliumoxyd oder Kali

kennen lernen werden, so verschwindet der saure Geschmack, der eigenthümliche Geruch und die saure Reaction der Salpetersäure vollständig, sie vereinigt sich unter bedeutender Wärmeentwicklung mit dem Kaliumoxyd, oder wie man sich auch wohl auszudrücken pflegt, sie sättigt oder neutralisirt sich damit. In der Flüssigkeit ist nun weder Salpetersäure noch Kaliumoxyd im freien Zustande enthalten, sondern eine chemische Verbindung beider, deren Eigenschaften vollkommen neue sind. Dampft man sie ab, so erhält man Krystalle dieser Verbindung, eines Salzes, welches im gewöhnlichen Leben den Namen Salpeter führt und dessen Bestandtheile Salpetersäure und Kaliumoxyd sind.

Die Verbindungen der basischen Metalloxyde mit Sauerstoffsäuren heissen sonach Salze.

Da man aber die Verbindungen der Metalle mit den Salzbildnern Haloidsalze und jene der Schwefelmetalle mit Sulfiden Sulfosalze nennt, so bezeichnet man die aus der Vereinigung von Metalloxyden mit Sauerstoffsäuren hervorgehenden Salze auch wohl als Sauerstoffsalze.

Das in einem Sauerstoffsalze mit einer Säure verbundene Oxyd wird die Basis des Salzes genannt. Selbe ist der elektropositive Bestandtheil des Salzes, während die Säure der elektronegative ist.

Gleiche Gewichtsmengen verschiedener Säuren erfordern zur völligen Sättigung oder Neutralisation verschiedene Mengen einer und derselben Basis. Unter Sättigungscapacität einer Säure versteht man im Allgemeinen diejenige Menge von Basis, die erforderlich, um die sauren Eigenschaften der Säure vollkommen aufzuheben oder zu sättigen. Man versteht darunter übrigens auch wohl die Zahl, welche die Sauerstoffmenge einer Quantität Basis ausdrückt, die zur Sättigung von 100 Gewichtstheilen einer Säure erforderlich sind. So sagt man, die Sättigungscapacität der Salpetersäure sei 14,75, d. h. da in den neutralen Salzen der Salpetersäure auf 1 Aeq. der Säure 1 Aeq. Sauerstoff der Basis kommt, so bedürfen 54 Thle. Säure = 1 Aeq., 8 Thle. Sauerstoff = 1 Aeq. in der Basis, sonach 100 Thle. Säure: 14,75 (54 : 8 = 100 : x) Thle. Sauerstoff in der Basis.

Die wissenschaftliche Nomenclatur der Salze ist sehr einfach. Man bildet nämlich die Namen der Salze, indem man den Namen der Säure in ein Adjectivum verwandelt und dem als Substantiv fungirenden Namen des Metalloxydes vorsetzt; z. B. salpetersaures Kaliumoxyd, schwefelsaures Kupferoxyd, schwefelsaures Calciumoxyd, kohlsaures Eisenoxydul u. s. w. Für diese wissenschaftlichen Bezeichnungen sind aber im praktischen Leben häufig empirische im Gebrauch. So heisst das salpetersaure Kaliumoxyd auch Salpeter, das schwefelsaure Kupferoxyd: Kupfervitriol, das schwefelsaure Calciumoxyd: Gyps. Die in der Pharmacie und Medicin übliche lateinische Nomenclatur erhellt ebenfalls am besten aus Beispielen; an die oben gewählten Beispiele anknüpfend, haben wir die lateinischen Benennungen: *Kalium oxydatum nitricum*, *Cuprum oxydatum sulfuricum*, *Calcium oxydatum sulfuricum*, *Ferrum oxydulatum carbonicum* u. s. w.

Sättigungs-
capacität
der Säuren.

Nomenc-
latur der
Salze.

Sowie die Metalloide und Metalle sich mit Sauerstoff, Schwefel und anderen Elementen nicht selten in mehreren Verhältnissen chemisch vereinigen können, so können sich auch Säuren und Metalloxyde zuweilen in mehr wie einem Verhältnisse mit einander verbinden. Wenn man z. B. Kaliumoxyd genau mit Schwefelsäure sättigt, d. h. so lange Schwefelsäure zu dem in Wasser gelösten Kaliumoxyd tropft, bis die Flüssigkeit vollkommen neutral geworden ist, und nun selbe abdampft, so erhält man Krystalle eines Salzes: des schwefelsauren Kaliumoxyds, welches aus einem Aequivalent Kaliumoxyd und einem Aequivalent Schwefelsäure zusammengesetzt ist. Bringt man aber zu einer Auflösung von Kaliumoxyd genau noch einmal so viel Schwefelsäure, als nöthig wäre, um die Flüssigkeit neutral zu machen, und dampft die nun stark sauer reagirende Flüssigkeit ab, so erhält man Krystalle eines von dem vorigen verschiedenen Salzes, welches zwar ebenfalls aus Kaliumoxyd und Schwefelsäure besteht, aber doppelt so viel Schwefelsäure enthält. Dieses Salz ist nämlich aus einem Aequivalent Kaliumoxyd und zwei Aequivalenten Schwefelsäure zusammengesetzt. In ganz ähnlicher Weise kann man durch Einwirkung von Phosphorsäure auf Natriumoxyd ein Salz darstellen, welches aus einem Aequivalente Phosphorsäure und einem Aequivalente Natriumoxyd besteht; es giebt aber auch Verbindungen der Phosphorsäure mit Natriumoxyd: Salze, in welchen auf ein Aequivalent Phosphorsäure zwei und drei Aequivalente Natriumoxyd enthalten sind. Ebenso giebt es andere Salze, z. B. des Kupfers, des Wismuths und anderer Metalle, in welchen mehrere Aequivalente des basischen Metalloxydes mit der Säure zu einem Salze verbunden sind.

Je nach ihrer Zusammensetzung theilt man die Salze ein in:

1. Neutrale Salze.
2. Saure Salze.
3. Basische Salze.

Neutrale,
saure und
basische
Salze.

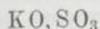
Neutrale Salze nennt man solche, in welchen so viele Aequivalente Säure enthalten sind, als das basische Metalloxyd Sauerstoffäquivalente enthält.

Saure Salze können betrachtet werden als Verbindungen der neutralen Salze mit derselben Säure im Hydratzustande, welche sie bereits enthalten.

Basische Salze sind Verbindungen der neutralen Salze mit denselben basischen Oxyden, die sie bereits enthalten. Die hinzugekommene Menge des basischen Oxydes ist gleich der im neutralen Salz, oder steht sonst in einem einfachen Verhältnisse zu ihr.

Beispiele werden dazu dienen, diese Begriffsbestimmungen zu erläutern.

Wenn man Kaliumoxyd genau mit Schwefelsäure sättigt, so erhält man ein Salz, dessen Formel



ist. Dies ist das neutrale schwefelsaure Kaliumoxyd.

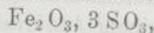
Auch Säuren und Basen vermögen sich in mehreren Verhältnissen zu vereinigen.

Bringt man mit diesem Salze genau noch ein Aequivalent Schwefelsäurehydrat zusammen, so erhält man ein Salz, dessen Formel geschrieben werden kann:



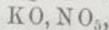
und dies ist das saure schwefelsaure Kaliumoxyd, nach der in obiger Formel ausgesprochenen Anschauung eine Verbindung von neutralem schwefelsaurem Kaliumoxyd mit Schwefelsäurehydrat.

Die Formel des neutralen schwefelsauren Eisenoxyds ist:



es sind nämlich darin so viele Aequivalente Schwefelsäure gebunden, als die Basis: das Eisenoxyd, Sauerstoffäquivalente enthält, nämlich drei.

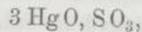
Die Formel des neutralen salpetersauren Kaliumoxyds ist:



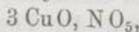
die des neutralen salpetersauren Eisenoxyds:



Beispiele basischer Salze bieten das basisch-schwefelsaure Quecksilberoxyd:



das basisch-salpetersaure Kupferoxyd:



dar.

Begriff der
Neutralität.

Der Begriff der Neutralität der Salze war ursprünglich ein rein empirischer und daraus abgeleitet, dass, wenn man gewisse Säuren mit gewissen Basen zusammenbringt, bei richtigem Mischungsverhältniss Salze entstehen, die sich in Bezug auf Geschmack und Reaction auf Pflanzepapiere vollkommen neutral, d. h. indifferent verhalten, die ebensowohl rothes als blaues Lackmuspapier unverändert lassen. Solche Salze aber entstehen nur bei der Einwirkung von Säuren und Basen von gleich ausgesprochener Stärke ihres chemischen Charakters, also bei der Vereinigung starker Säuren mit starken Basen, oder von schwachen Säuren mit schwachen Basen, indem nur dann bei der stattfindenden chemischen Vereinigung sich die beiderseitigen Eigenschaften vollkommen aufheben oder neutralisiren. Wenn sich aber starke Säuren mit schwachen Basen, oder umgekehrt starke Basen mit schwachen Säuren zu Salzen vereinigen, so lassen diese den überwiegenden chemischen Charakter des einen ihrer Bestandtheile noch erkennen, und solche Salze sind nie neutral in dem Sinne, dass sie Pflanzenfarbstoffe unverändert liessen, weder sauer noch laugenhaft schmeckten. Vielmehr zeigen sie saure Reaction, wenn eine starke Säure mit einer schwachen Basis, und basische Reaction, wenn eine starke Basis mit einer schwachen Säure darin verbunden ist. So besitzen alle Salze der Schwefelsäure mit schwachen Basen noch gewissermaassen saure Eigenschaften und reagiren sauer: so die schwefelsaure Thonerde, das schwefelsaure Eisenoxyd u. a. m.; umgekehrt zeigen alle Salze des Kaliumoxydes mit schwachen Säuren noch einen ausgesprochen basischen Charakter, so das kohlen-saure Kaliumoxyd, welches beinahe

alle Eigenschaften des freien Kaliumoxydes, nur im gemilderten Grade, zeigt.

Die neuere Chemie beschränkt den Begriff der neutralen Salze nicht auf die Verbindungen starker Basen mit starken Säuren und schwacher Basen mit schwachen Säuren, sondern sie dehnt ihn aus auf alle Salze von einem gewissen Typus der Zusammensetzung, von einem bestimmten Verhältniss der Säureäquivalente zu den Sauerstoffäquivalenten des basischen Metalloxydes, oder von einem bestimmten Verhältniss der Sauerstoffäquivalente der Säure zu den Sauerstoffäquivalenten der Basis. Nach dieser Ausdehnung des Begriffs betrachtet man als neutrale Salze solche, in welchen für jedes Aequivalent Sauerstoff, welches die Basis enthält, ein Aequivalent Säure enthalten ist. So ist das schwefelsaure Kaliumoxyd ein neutrales Salz, und dieses zwar auch im engeren Sinne; ebenso aber auch das schwefelsaure Eisenoxyd, obgleich dieses Salz saure Reaction zeigt, indem darin auf die drei Aequivalente Sauerstoff des Eisenoxyds drei Aequivalente Schwefelsäure enthalten sind. Man betrachtet alle schwefelsauren Salze als neutral, welche nach diesem Typus zusammengesetzt sind und in welchen der Sauerstoffgehalt der Säure dreimal so gross ist, wie der Sauerstoffgehalt der Base. Die neutralen salpetersauren Salze sind jene, in welchen der Sauerstoffgehalt der Säure fünfmal so gross ist, wie der Sauerstoffgehalt der Basis, die neutralen schwefligsauren und kohlen-sauren Salze jene, in denen der Sauerstoffgehalt der Säure zweimal so gross ist, wie der der Basis u. s. w. Es enthalten die mit derselben Menge von Säuren in den neutralen Salzen verbundenen Mengen von Basen gleichviel Sauerstoff, was übrigens nur ein anderer Ausdruck für die Gesetzmässigkeit in der Zusammensetzung dieser Salze ist.

So ausgesprochen aber auch diese Gesetzmässigkeit ist, so giebt es doch Fälle, wo es nicht leicht ist, zu bestimmen, welches Salz als das neutrale zu betrachten ist, und wo man bei der Entscheidung der Frage von anderen Gesichtspunkten ausgehen muss. Dies ist z. B. bei den Salzen der sogenannten mehrbasischen Säuren der Fall. Wir werden die hier maassgebenden Verhältnisse bei den Salzen der Phosphorsäure erörtern.

Manche neutrale Salze, welche dieselbe Säure, aber verschiedene Basen enthalten, vermögen sich miteinander ebenfalls zu Verbindungen dritter Ordnung zu vereinigen. Derartige Verbindungen zweier neutraler Salze, welche ein und dieselbe Säure, aber verschiedene Basen enthalten, nennen wir Doppelsalze. So ist das schwefelsaure Kaliumoxyd, welches schon wiederholt als Beispiel dienen musste, ein neutrales Salz, ebenso ist das schwefelsaure Aluminiumoxyd ein neutrales Salz. Diese beiden Salze vereinigen sich mit einander zu einem Doppelsalze, welches im gewöhnlichen Leben unter dem Namen Alaun bekannt ist.

Was sich über die Eigenschaften der Salze im Allgemeinen anführen lässt, ist folgendes:

Doppel-
salze.

Eigen-
schaften
der Salze.

Die Salze sind bei gewöhnlicher Temperatur meist feste Körper, zum grossen Theil krystallisirbar, doch häufig auch amorph, gefärbt oder farblos. Die durch Vereinigung einer farblosen Säure mit einer farblosen Base gebildeten Salze sind ungefärbt. Eine Basis von bestimmter Farbe dagegen bildet mit den farblosen Säuren meist gefärbte Salze, welche, aus Wasser krystallisirt, fast alle dieselbe Farbe besitzen. Gefärbte Säuren bilden mit ungefärbten Basen Salze, deren Farbe sich gewöhnlich der der freien Säure mehr oder weniger nähert.

Die Salze zeigen meist einen bestimmten, sehr ausgesprochenen Geschmack, der jedoch gewöhnlich von der Basis abhängig ist. Einige, wie die Natriumoxydsalze, schmecken rein „salzig“ (wie Kochsalz), andere salzig und etwas bitter zugleich (Kaliumoxydsalze), wieder andere intensiv bitter, wie die Magnesiumoxydsalze, einige süss, andere herbe zusammenziehend (metallisch) u. s. w. In einigen Fällen ist jedoch der Geschmack der Salze von dem der Säure abhängig, was z. B. bei den schwefligsauren Salzen der Fall ist.

In höherer Temperatur verhalten sich die Salze sehr verschieden. Einige verändern sich dabei nicht, andere schmelzen, die einen sind flüchtig, die anderen feuerbeständig, wieder andere werden dabei zersetzt.

Verhalten
der Salze
gegen
Wasser.

Ein sehr allgemeines Auflösungsmittel für die Salze ist das Wasser. In der That lösen sich in Wasser sehr viele Salze auf, während andere darin unlöslich sind. Einige lösen sich auch in Alkohol und Aether, zwei Flüssigkeiten, auf, welche wir erst in der organischen Chemie näher besprechen können. Im Allgemeinen nimmt die Auflöslichkeit der Salze mit der Temperatur zu; doch giebt es von dieser Regel bemerkenswerthe Ausnahmen. Einige Salze sind so sehr auflöslich in Wasser, dass sie selbes der Luft zu entziehen vermögen und sich darin auflösen; sie zerfliessen an der Luft.

Zerfliess-
liche Salze.

Viele Salze verbinden sich, wenn sie aus Wasser krystallisiren, mit einem Theile dieses Wassers chemisch, und enthalten dann dieses Wasser als wirklichen Bestandtheil. Da dieses chemisch gebundene Wasser in einer ganz bestimmten Beziehung zur Krystallform der Salze steht, so führt es den Namen Krystallwasser. Die Menge dieses Wassers lässt sich stets in Aequivalenten ausdrücken, und steht zur Anzahl der in dem Salze enthaltenen Säure- oder Basenäquivalente in einem einfachen Verhältnisse. Das Krystallwasser folgt demnach dem Gesetze der chemischen Aequivalente. Die Menge von Krystallwasser, welche ein Salz bei seiner Krystallisation in derselben Temperatur und aus der nämlichen Flüssigkeit aufnimmt, ist stets gleich gross. Bei verschiedener Temperatur dagegen kann sich ein und dasselbe Salz, aus der nämlichen Flüssigkeit krystallisirend, mit verschiedenen Wassermengen chemisch vereinigen, und dann auch in verschiedenen Formen krystallisiren. So kann das schwefelsaure Manganoxydul je nach der Temperatur, bei welcher die Krystallisation erfolgt, mit 4, 5 und 7 Aeq. Krystallwasser erhalten werden, und zeigt je nach der Menge der verschiedenen Krystallwasseräquivalente

Krystall-
wasser.

verschiedene Krystallform. Die Menge der Krystallwasseräquivalente beträgt zuweilen bis zu 24 Aequivalente, welches oft mehr als die Hälfte ihres Gewichts ausmacht. Andere krystallisirbare Salze dagegen enthalten kein Krystallwasser; solche Salze nennt man wasserfreie. Den Krystallwasser enthaltenden Salzen kann dasselbe durch höhere Temperatur wieder entzogen, und es können diese Salze daher durch Erhitzen ebenfalls wasserfrei erhalten werden. So kann man das schwefelsaure Manganoxydul durch Erhitzen bis auf 300° C. wasserfrei erhalten. Andere Salze dagegen verlieren ihr Krystallwasser schon bei gewöhnlicher Temperatur in trockener Luft, wobei die Krystalle undurchsichtig werden und zu Pulver zerfallen. Man nennt dies das Verwittern der Salze. Beim Uebergiessen mit Wasser nehmen manche auf die eine oder andere Weise wasserfrei gemachte Salze ihr Krystallwasser wieder auf. Hierauf beruht z. B. das Erhärten des gebrannten Gypses beim Uebergiessen mit Wasser.

Wasser-
freie Salze.

Verwittern
der Salze.

Wenn man Krystallwasser enthaltenden Salzen ersteres durch Erhitzen entzieht, so beobachtet man, dass ein Theil dieses Wassers viel leichter weggeht, wie der andere, dass z. B. ein Theil dieses Wassers schon bei 100° C. oder einer wenig höheren Temperatur sich vom Salze trennt, während der andere erst bei einer Temperatur von etwa 250° C. oder etwa gar erst bei Rothglühhitze fortgeht. Da nun häufig auch durch Austreibung dieses inniger gebundenen Wassers die Natur des Salzes sich wesentlich ändert, so betrachtet man es als zur Constitution der Salze in einer bestimmten Beziehung stehend, und nennt es Constitutionswasser.

Salze, welche Krystallwasser enthalten, schmelzen häufig beim Erhitzen. Man sagt dann, die Salze schmelzen in ihrem Krystallwasser.

Bringt man zu einem Salze dieselbe Säure, welche es bereits enthält, so bildet sich entweder ein saures Salz, oder es findet keine chemische Einwirkung statt, das Salz löst sich aber in der zugesetzten Säure auf.

Verhalten
der Salze
gegen
Säuren.

Bringt man zu einem Salze dagegen eine andere Säure, so findet häufig eine chemische Einwirkung statt, die darin besteht, dass die zugesetzte Säure sich mit der im Salze enthaltenen Base vereinigt, während die Säure desselben frei wird (einfache Wahlverwandschaft). Dieses findet statt:

1. Wenn die zugesetzte Säure mit der Basis des löslichen Salzes eine unlösliche Verbindung bildet.
2. Wenn die zugesetzte Säure eine stärkere ist.
3. Wenn die im Salze enthalten gewesene Säure eine flüchtigere ist.

Wirkt eine gasförmige Säure auf das Salz einer anderen gasförmigen Säure, und sind beide Säuren in Wasser wenig löslich, und von nahezu gleicher Verwandschaft zu den Basen, so vertreibt die in grösserer Menge vorhandene Säure die andere.

Sowie man die Wirkungen der Säuren auf die Salze im Allgemeinen dahin formuliren kann, dass unter Umständen dadurch chemische Zersetzungen hervorgerufen werden, wodurch die Säure des Salzes durch die

Verhalten
der Salze
gegen
Basen.

neu hinzukommende verdrängt wird, so findet eine ähnliche Beziehung der Basen zu den Salzen statt. Wird die Basis zu einem Salze gesetzt, welche das Salz bereits enthält, so bildet sich entweder ein basischeres Salz, oder wenn das Salz ein saures war, ein neutrales, oder endlich, es findet keinerlei Einwirkung statt.

Ist dagegen die zugesetzte Basis eine andere, wie die im Salze bereits enthaltene, so wird sehr häufig die im Salze enthaltene Basis ausgeschieden, während die neu hinzukommende mit der Säure ein neues Salz bildet. Dies findet namentlich dann statt, wenn die dabei sich bildenden Verbindungen unlöslich sind, die zugesetzte Base einen stärker ausgesprochenen basischen Charakter besitzt, oder endlich die im Salze enthaltene Base eine flüchtige oder flüchtigere ist.

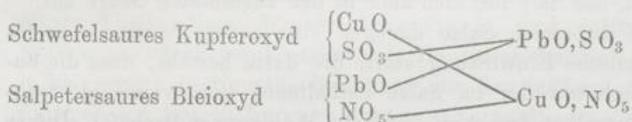
Gegenseitige Einwirkung der Salze auf einander.

Beim Vermischen zweier verschiedener in Lösung befindlicher Salze können folgende Vorgänge stattfinden:

1. Die beiden Salze verbinden sich zu einem Doppelsalze. Dies geschieht aber nur dann, wenn die beiden Salze zwar verschiedene Basen, aber dieselbe Säure enthalten. So verbindet sich das schwefelsaure Kaliumoxyd mit dem schwefelsauren Aluminiumoxyd zu einem unter dem Namen Alaun bekannten Doppelsalze.

2. Es findet eine doppelte Zersetzung der beiden Salze in der Weise statt, dass die Säuren ihre Basen vertauschen, und zwei neue Salze entstehen (doppelte Wahlverwandtschaft). In diesem Falle entstehen aus zwei neutralen Salzen wieder zwei neutrale Salze, denn beide Salze zersetzen sich dabei im Verhältniss ihrer Aequivalente.

Vermischt man z. B. eine Lösung von schwefelsaurem Kupferoxyd mit einer Lösung von salpetersaurem Bleioxyd, so bildet sich salpetersaures Kupferoxyd, welches aufgelöst bleibt, und schwefelsaures Bleioxyd, welches sich unlöslich abscheidet:



Kohlensaures Natriumoxyd und salpetersaures Calciumoxyd geben durch doppelte Zersetzung salpetersaures Natriumoxyd und kohlensaures Calciumoxyd:

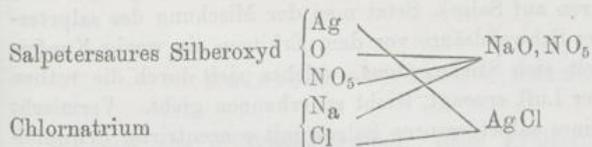


Derartige Doppelzersetzen finden auch häufig auf sogenanntem trockenen Wege statt, wenn man nämlich die betreffenden trockenen Salze innig gemischt erhitzt.

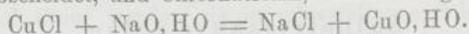
Sauerstoff-Salze und Haloidsalze.

In ganz ähnlicher Weise, wie zwischen Sauerstoffsalzen, finden Doppelzersetzen zwischen Sauerstoffsalzen und Haloidsalzen, und zwischen ersteren und Metalloxydhydraten statt. So giebt eine Lösung von salpetersaurem Silberoxyd, mit einer Lösung von Chlornatrium vermischt,

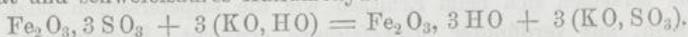
salpetersaures Natriumoxyd, welches aufgelöst bleibt, und Chlorsilber, welches sich als weisser Niederschlag abscheidet:



Eine Lösung von Kupferchlorid, mit einer Lösung von Natriumoxydhydrat vermischt, giebt Kupferoxydhydrat, welches sich als blauer Niederschlag abscheidet, und Chlornatrium, welches aufgelöst bleibt:



Schwefelsaures Eisenoxyd und Kaliumoxydhydrat geben Eisenoxydhydrat und schwefelsaures Kaliumoxyd:



Aus letzterem Beispiel ersieht man auch, dass die Zusammensetzung der Hydrate jener der Salze proportional ist, wie denn die Hydratverbindungen der basischen Metalloxyde als Salze betrachtet werden können, in welchen die Säure durch Wasser vertreten ist, oder, was dasselbe ist, in welchen das Wasser die Rolle der Säure spielt.

Durch den galvanischen Strom werden alle Salze, namentlich in wässriger Lösung, leicht zersetzt. Die Basis geht an den negativen, die Säure an den positiven Pol. Wir haben bereits weiter oben auseinandergesetzt, wie man sich bei Verbindungen von zweifelhaftem Charakter des Stromes bedient, um über ihren Charakter ein Urtheil zu gewinnen. Dieses Verhaltens der Salze wegen nennt man die Säuren ihren elektro-negativen, und die Basen ihren elektropositiven Bestandtheil.

Auch Haloidsalze werden durch den galvanischen Strom in ähnlicher Weise zersetzt, indem der Salzbildner sich am positiven Pol ausscheidet, während das Metall am negativen Pole frei wird.

Charakteristik der Sauerstoffsalze der wichtigeren Metalloid-Säuren.

Salpetersaure Salze.

Die meisten davon sind in Wasser löslich und krystallisirbar. Beim Erhitzen zersetzen sie sich unter Bildung sehr sauerstoffreicher Producte, indem dabei eine Zerlegung in salpetrigsaure Salze und freien Sauerstoff, oder in salpetrige Säure, Untersalpetersäure und Stickstoffoxyd einerseits, und Sauerstoff andererseits stattfindet. Auf glühende Kohlen geworfen verpuffen sie, indem die Kohle auf Kosten des Sauerstoffs der Salpetersäure mit lebhaftem Funkensprühen verbrennt. Sie sind überhaupt sehr

Zerlegung
der Salze
durch den
galvanischen
Strom.

Salpeter-
saure
Salze.

kräftige Oxydationsmittel. Beim Erhitzen mit Schwefelsäure werden sie in schwefelsaure Salze und Salpetersäurehydrat zerlegt (ein Beispiel der Einwirkung der Säuren auf Salze). Setzt man der Mischung des salpetersauren Salzes und der Schwefelsäure vor dem Erhitzen ein wenig Kupferfeile zu, so entwickelt sich Stickoxydgas, welches sich durch die rothen Dämpfe, die es an der Luft erzeugt, leicht zu erkennen giebt. Vermischt man die Auflösung eines salpetersauren Salzes mit concentrirter Schwefelsäure und einigen Tropfen Indigolösung, so wird bei gelindem Erwärmen die Indigolösung entfärbt.

Salpetrigsaure Salze.

Salpetrigsaure Salze.

Sie zersetzen sich beim Erhitzen wie die salpetersauren Salze, und entwickeln, mit verdünnter Schwefelsäure erwärmt, Stickoxydgas und Salpetersäuredampf. Sie sind grossentheils in Wasser löslich. Die wässrige Lösung derselben mit Schwefelsäure und Jodkalium-Stärkekleister versetzt, färbt sich blau. (Empfindlichste Reaction auf salpetrige Säure.)

Schwefelsaure Salze.

Schwefelsaure Salze.

Die meisten davon sind in Wasser löslich, einige aber schwer oder gänzlich unlöslich. Die unlöslichen sind meist weiss. Beim Erhitzen werden einige nicht zersetzt, die meisten zersetzen sich aber in der Art, dass die Schwefelsäure entweder als wasserfreie Schwefelsäure entweicht, oder in schweflige Säure und Sauerstoff zerfällt. Beim Glühen mit Kohle werden sie meist unter Bildung von Schwefelmetall reducirt, indem der Sauerstoff des Metalloxydes und der Schwefelsäure zur Oxydation der Kohle verwendet werden, und das Metall sich mit dem Schwefel vereinigt. Zuweilen ist jedoch diese Zersetzung complicirter Art.

Die löslichen schwefelsauren Salze geben mit den Auflösungen von Baryumoxydsalzen einen weissen, in Säuren unlöslichen Niederschlag von schwefelsaurem Baryumoxyd.

Schwefligsaure Salze.

Schwefligsaure Salze.

Nur einige davon sind in Wasser löslich. Beim Erhitzen werden sie entweder in der Weise zersetzt, dass schwefelsaure Salze und Schwefelmetall entstehen, oder sie entwickeln schweflige Säure und hinterlassen Metalloxyde als Rückstand. Mit Schwefelsäure oder Salzsäure übergossen, entwickeln sie schwefligsaures Gas; beim Kochen mit concentrirter Salpetersäure gehen sie in schwefelsaure Salze über. Aehnlich wirkt darauf Chlor ein. Die löslichen schwefligsauren Salze nehmen auch durch blosses

Stehen an der Luft Sauerstoff auf, und verwandeln sich allmählich in schwefelsaure Salze.

Unterschwefelsaure Salze.

Sie sind alle in Wasser löslich. Beim Erhitzen entwickeln einige schweflige Säure und lassen schwefelsaures Salz im Rückstand; andere werden vollständiger zersetzt, indem das Metalloxyd als Rückstand bleibt. Beim Erwärmen mit Schwefelsäure entwickeln sie schweflige Säure. Durch Salpetersäure und Chlor werden sie in schwefelsaure Salze verwandelt. Durch Baryumoxydsalze werden sie nicht gefällt.

Unterschwefelsaure Salze.

Unterschwefligsaure Salze.

Meist in Wasser löslich. In der Hitze werden sie in schwefelsaure Salze und Schwefelmetalle zerlegt. Schwefelsäure oder Chlorwasserstoffsäure entwickelt daraus schweflige Säure unter Abscheidung von Schwefel. Durch concentrirte Salpetersäure und durch Chlor werden sie in schwefelsaure Salze verwandelt.

Unterschwefligsaure Salze.

Phosphorsaure Salze.

Die neutralen phosphorsauren Salze sind in Wasser meist unlöslich (nur die phosphorsauren Alkalien sind darin löslich), werden aber leicht von Säuren aufgelöst. Beim Erhitzen mit einer Mischung von Kohle und Borsäure oder Kieselsäure werden sie unter Freiwerden von Phosphor reducirt. Die Salze der dreibasischen Phosphorsäure geben mit einer Auflösung von salpetersaurem Silberoxyd einen gelben, die der zwei- und einbasischen Phosphorsäure einen weissen Niederschlag.

Phosphorsaure Salze.

Phosphorigsaure Salze.

Ebenfalls in Wasser meist unlöslich. Beim Erhitzen zersetzen sie sich in der Art, dass Wasserstoff und Phosphorwasserstoff entweicht, während ein phosphorsaures Salz im Rückstande bleibt. Durch Salpetersäure und durch Chlor gehen sie in phosphorsaure Salze über. Sie sind kräftige Reductionsmittel, und reduciren die Metalle aus Silber- und Quecksilbersalzen.

Phosphorigsaure Salze.

Unterphosphorigsaure Salze.

Unter-
phospho-
rigsaure
Salze.

Verhalten sich in der Hitze ähnlich wie die phosphorigsauren. Sie unterscheiden sich von den phosphorigsauren Salzen vorzugsweise dadurch, dass sie Barytsalze nicht fallen, während die neutralen phosphorigsauren Salze damit Niederschläge geben.

Arsenigsaure Salze.

Arsenig-
saure Salze.

Die arsenigsauren Salze sind zum Theil krystallisirbar, zum Theil amorph, und mit Ausnahme der arsenigsauren Alkalien in Wasser unlöslich. Die in Wasser unlöslichen werden von Salzsäure leicht aufgenommen. Beim Glühen werden sie alle zersetzt, und zwar zerfallen sie dabei entweder in sich verflüchtigendes Arsen und ein arsensaures Salz, oder in arsenige Säure, die sich verflüchtigt, und in zurückbleibendes Metall-oxyd.

In den Auflösungen der arsenigen Säure und ihrer Salze erzeugt Schwefelwasserstoffgas einen hellgelben Niederschlag von Dreifach-Schwefelarsen, leicht löslich in Schwefelammonium, Ammoniak und kohlen-saurem Ammoniak; die wässrigen Auflösungen der arsenigsauren Salze werden ferner durch salpetersaures Silberoxyd gelb als arsenigsaures Silberoxyd, durch schwefelsaures Kupferoxyd als blaugrünes arsenigsaures Kupferoxyd gefällt. Kalkwasser oder lösliche Kalksalze erzeugen einen weissen Niederschlag von arsenigsaurem Kalk.

Durch reducirende Agentien wie Kohle, Cyankalium, wird aus den arsenigsauren Salzen Arsen abgeschieden; dagegen gehen sie beim Kochen mit Salpetersäure, oder beim Schmelzen mit Salpeter in arsensaure Salze über.

Auf der Unlöslichkeit der arsenigsauren Bittererde und des arsenigsauren Eisenoxyds beruht die Anwendung des Eisenoxydhydrats und der Bittererde als Gegengift bei Arsenikvergiftungen. Die arsenige Säure wirkt nämlich nur durch ihre Aufnahme ins Blut als Gift; wird sie aber rechtzeitig in eine unlösliche Verbindung übergeführt, so wird sie dadurch unschädlich, indem sie nicht weiter mehr resorbirt werden kann.

Arsensaure Salze.

Arsensaure
Salze.

Die arsensauren Salze sind meist in Wasser unlöslich, nur die mit alkalischer Basis sind darin löslich. Die in Wasser unlöslichen lösen sich in Salzsäure auf. In der Glühhitze werden sie nicht oder nur schwierig zersetzt. In den wässrigen Auflösungen der arsensauren Alkalien erzeugt

Schwefelwasserstoff nur sehr allmählich einen gelben Niederschlag von Schwefelarsen, salpetersaures Silberoxyd einen rothbraunen Niederschlag von arsensaurem Silberoxyd, schwefelsaures Kupferoxyd einen blaugrünen von arsensaurem Kupferoxyd. Setzt man zur Auflösung der Arsensäure oder eines in Wasser löslichen arsensauren Salzes schwefelsaure Bittererde, Salmiak und Ammoniak, so bildet sich ein krystallinischer Niederschlag von arsensaurem Ammoniak-Bittererde.

Von den arsensauren Salzen kommen einige im Mineralreiche vor.

Antimonoxysalze.

Die Antimonoxysalze erhält man durch Einwirkung der Säure auf das Metall oder auf Antimonoxyd. Sie sind farblos oder gelblich, zeigen metallischen Geschmack und wirken brechenenerregend. Beim Glühen verlieren sie ihre Säure, wenn selbe flüchtig ist. In Wasser sind sie meist unlöslich, lösen sich aber in Salzsäure auf. In ihren Auflösungen erzeugt Schwefelwasserstoff einen orangeröthen Niederschlag von Schwefelantimon; durch viel Wasser werden sie in unlösliche basische, und lösliche saure Salze verwandelt. Gegenwart von Weinsäure verhindert die Fällung. Mit organischen Säuren bildet das Antimonoxyd zum Theil lösliche Doppelsalze, von welchen das weinsaure Antimonoxyd-Kali, der Brechweinstein, als Arzneimittel wichtig ist. Wir werden dieses Salz in der organischen Chemie näher kennen lernen.

Antimonsaure Salze.

Die antimonsauren Salze sind grösstentheils ungefärbt, meist in Wasser unlöslich, mit Ausnahme der antimonsauren Alkalien, und werden schon durch schwache Säuren zersetzt. Aus ihren Lösungen fallen Säuren Antimonsäurehydrat.

Chlorsaure Salze.

Verlieren erhitzt ihren Sauerstoff, und lassen Chlormetall im Rückstand. Mit Kohle, Schwefel und anderen verbrennlichen Substanzen, sowie mit allen organischen Substanzen erhitzt, detoniren sie heftig, und sind überhaupt sehr kräftige Oxydationsmittel. Mit Schwefelsäure behandelt, liefern sie ein gelbes Gas: die sehr explosive Unterchlorsäure. Wegen ihrer Eigenschaft, mit verbrennlichen oder organischen Körpern erhitzt oder auch nur zerrieben heftig zu explodiren, sind die chlorsauren Salze mit grosser Vorsicht zu handhabende Körper.

Ueberchlorsaure Salze.

Ueberchlor-
saure Salze.

Verhalten sich sehr ähnlich den chlorsauren. Concentrirte Schwefelsäure zerlegt Ueberchlorsäure in der Kälte nicht, auch Salzsäure, Salpetersäure und schweflige Säure zersetzen wässrige Lösungen von Ueberchlorsäure und überchlorsauren Salzen nicht, zuvor zugefügte Indigotinctur wird daher auch nicht entfärbt (unterscheidende Reaction von allen übrigen Säuren des Chlors).

Unterchlorigsäure Salze.

Unter-
chlorigsäure
Salze.

Sie zeigen alle den charakteristischen Geruch der unterchlorigen Säure. Ihre Lösungen bleichen organische Farbstoffe, z. B. Lackmus und Indigo, und werden technisch als Bleichmittel verwendet. Auf Zusatz von Säuren entwickeln sie unterchlorige Säure. Sie verhalten sich als kräftige Oxydationsmittel.

Brom- und jodsaure Salze.

Brom- und
jodsaure
Salze.

Verhalten sich im Allgemeinen wie die chlorsauren Salze. Durch schweflige Säure werden sie zu Brom- und Jodmetallen reducirt.

Kohlensaure Salze.

Kohlen-
saure Salze.

Die meisten neutralen sind in Wasser unlöslich, lösen sich aber in überschüssiger Kohlensäure oder in mit Kohlensäure gesättigtem Wasser auf. Bei starkem Erhitzen verlieren die meisten mehr oder weniger leicht die Kohlensäure, welche als Gas entweicht. Beim Uebergiessen mit Säuren brausen sie alle auf, indem sie Kohlensäuregas entwickeln, welches in Kalkwasser geleitet, darin einen weissen Niederschlag erzeugt.

Borsaure Salze.

Borsaure
Salze.

Meist in Wasser unlöslich. In der Hitze schmelzen sie zu farblosen, durchsichtigen, glasartigen Massen. In ihren concentrirten Lösungen bewirkt der Zusatz von Schwefelsäure, Salpetersäure oder Chlorwasserstoffsäure ihre Zersetzung unter Abscheidung von Borsäure in Krystallen. Uebergießt man sie mit etwas Schwefelsäure und Weingeist und zündet letzteren an, so brennt er mit grünesäumter Flamme.

Kieselsaure Salze.

Sie werden auch Silicate genannt. Die meisten in Wasser unlöslich. Beim Erhitzen schmelzen sie; jedoch bedürfen einige dazu einer sehr hohen Temperatur. Aus den löslichen wird durch Säuren die Kieselsäure als Kieselgallerte ausgeschieden. Die unlöslichen werden zum Theil beim Kochen mit Säuren unter Abscheidung von Kieselgallerte zersetzt (aufgeschlossen); viele aber können durch Kochen mit Säuren nicht aufgeschlossen werden. Um diese aufzuschliessen, muss man sie mit kohlen-sauren Alkalien schmelzen. Mit Fluorcalcium (Flussspath) und Schwefel-säure erwärmt, oder der Einwirkung der Flusssäuredämpfe ausgesetzt, entwickeln alle kieselsauren Salze Fluorkieselgas.

Kieselsaure Salze.

Selensaure und selenigsaure Salze.

Auf Kohle erhitzt, entwickeln sie den Geruch nach Selen, und werden zu Selenmetallen reducirt. Aus den selenigsauren Salzen wird durch schweflige Säure rothes Selen abgeschieden. Zu Barytsalzen verhalten sich die selensauren Salze wie die schwefelsauren. Durch Kochen mit Chlorwasserstoffsäure werden die selensauren Salze zu selenigsauren reducirt.

Selensaure und selenigsaure Salze.

Bildung und Vorkommen der Salze. Mit wenig Ausnahmen kann jede Säure mit jeder Basis ein Salz bilden. Viele Säuren können sich sogar mit Basen in mehreren Verhältnissen zu verschiedenen Salzen vereinigen, und es ist daher die Zahl der Salze ausserordentlich gross. Ihre Bildung erfolgt entweder durch unmittelbare Vereinigung, oder auf indirectem Wege durch einfache oder doppelte Wahlverwandtschaft, durch Oxydation von Schwefelmetallen, und auf mannigfache andere Weise. Was das Vorkommen der Salze anlangt, so finden sich viele davon in allen drei Naturreichen. Namentlich bilden manche im Mineralreiche vorkommende Salze ganze Gebirgszüge, so das kohlen-saure Calciumoxyd (Kalkstein, Marmor, Kreide, Dolomit), so das schwefelsaure Calciumoxyd (Gyps) und andere.

Bildung und Vorkommen der Salze

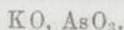
Verbindungen von Schwefelmetallen unter sich,
oder Verbindungen von Schwefelmetallen mit
Sulfiden der Metalloide. Sulfosalze.

Gewisse Schwefelmetalle können sich mit anderen Schwefelmetallen, oder auch wohl mit gewissen Schwefelverbindungen der Metalloide zu

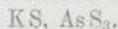
Verbindungen vereinigen, die sich ganz ähnlich den Sauerstoffsalzen verhalten, und in welchen, ähnlich wie in letzteren, der eine Bestandtheil sich elektropositiv und der andere elektronegativ verhält, in welchen daher das eine Schwefelmetall sich wie eine Basis, d. h. wie ein basisches Oxyd, und der andere Bestandtheil wie eine Säure verhält. Wegen dieses Charakters dieser Schwefeldoppelverbindungen werden sie Sulfosalze genannt.

Die Sulfosalze sind den Sauerstoffsalzen in der Regel proportional zusammengesetzt.

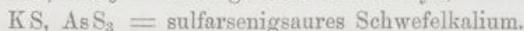
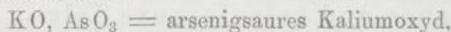
In ihrer Zusammensetzung folgen die Sulfosalze denselben Gesetzen wie die Sauerstoffsalze, und sind letzteren zuweilen auch proportional zusammengesetzt. So ist z. B. die Formel des arsenigsauren Kaliumoxydes:



Das dem arsenigsauren Kaliumoxyd entsprechende Sulfosalz: das Schwefelarsen-Schwefelkalium, hat die Formel:

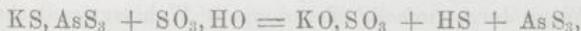


Wir haben sonach:

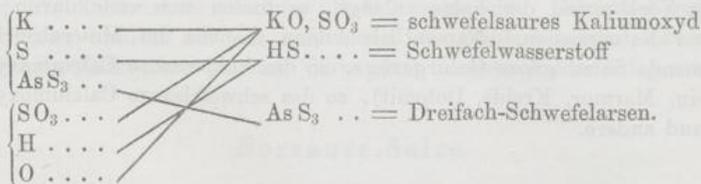


Wie man auf den ersten Blick sieht, sind diese beiden Salze proportional zusammengesetzt, und kann das Sulfosalz dadurch entstanden gedacht werden, dass im Sauerstoffsalze der Sauerstoff durch Schwefel Aequivalent für Aequivalent ersetzt wurde.

In ihren Eigenschaften bieten die Sulfosalze eine grosse Analogie mit den Sauerstoffsalzen dar. Viele davon sind krystallisirbar. Durch Sauerstoffsäuren werden sie meist in der Art zersetzt, dass sich das elektronegative Schwefelmetall abscheidet, während sich Schwefelwasserstoffgas entwickelt und gleichzeitig ein Sauerstoffsalz gebildet wird. So giebt das sulfarsenigsaure Schwefelkalium mit Schwefelsäure behandelt sulfarsenige Säure oder Dreifach-Schwefelarsen, Schwefelwasserstoff und schwefelsaures Kaliumoxyd:



schematisch:

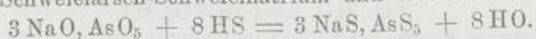


Von den Schwefelverbindungen der Metalloide sind es vorzugsweise das Wasserstoff- und Kohlenstoffsulfid, dann die Sulfide des Arsens und Antimons, welche sich mit elektropositiven Schwefelmetallen zu Sulfosalzen vereinigen. Die Verbindungen des Wasserstoffsulfids mit basischen Schwefelmetallen werden Sulphydrate, die des Kohlenstoffsulfids Sulfocarbonate genannt. Erstere entsprechen den Oxyhydraten. Eine

Sulphydrate und Sulfocarbonate.

consequente Nomenclatur der Sulfosalze fehlt übrigens noch, wie auch dieselben im Ganzen noch weniger studirt sind, als die Sauerstoffsalze.

Die Sulfosalze entstehen theils durch unmittelbare Vereinigung, theils durch Umsetzung von Sauerstoffsalzen mittelst Schwefelwasserstoffgas, wobei der Sauerstoff der Säure und des Oxydes mit dem Wasserstoff des Schwefelwasserstoffes Wasser bildet, während der Schwefel an die Stelle des Sauerstoffs tritt. So giebt arsensaures Natriumoxyd und Schwefelwasserstoff, Schwefelarsen-Schwefelnatrium und Wasser:



Einige Sulfosalze kommen im Mineralreiche vor.

Recapitulation der wichtigeren auf Salze bezüglichen Begriffsbestimmungen.

Man unterscheidet drei Arten von Salzen:

1. Haloidsalze.

Die Haloidsalze sind die Verbindungen der Metalle mit denjenigen Metalloiden, welche wir unter dem Namen Salzbildner bereits kennen gelernt haben (Chlor, Brom, Jod und Fluor). Haloidsalze sind z. B.: Chlornatrium, Bromsilber, Fluorecalcium, Jodkalium.

Recapitulation der Arten der Salze.

2. Sauerstoffsalze.

Verbindungen von Sauerstoffsäuren mit basischen Metalloxyden. Man unterscheidet neutrale, saure und basische Sauerstoffsalze.

3. Sulfosalze.

Verbindungen, welche durch die Vereinigung von elektropositiven Schwefelmetallen (Sulfobasen) mit elektronegativen Sulfiden (Sulfosäuren) entstanden sind.

In ihrer Zusammensetzung kommen die Sauerstoffsalze mit den Sulfosalzen insofern überein, als sie beide durch die Vereinigung zweier zusammengesetzter Körper entstandene Verbindungen sind, in welchen der eine Körper das elektronegative Glied oder die Säure, und der andere das elektropositive Glied oder die Basis darstellt. Man hat beide Arten von Salzen unter dem Namen amphotere Salze zusammengefasst.

Die Haloidsalze unterscheiden sich in ihrer Zusammensetzung von den Sauerstoff- und Sulfosalzen sehr wesentlich. Sie sind nämlich nur binäre Verbindungen, entstanden durch die Vereinigung zweier einfacher Körper. In ihren Eigenschaften aber bieten sie sehr grosse Analogie mit den Sauerstoffsalzen dar. Das Salz, welches gerade im gewöhnlichen Leben den Namen Salz führt: das Kochsalz, ist ein Haloidsalz.

Versuch,
alle Salze
als Haloid-
salze zu
deuten.
Die weitere
Consequenz
der An-
schauung,
dass alle
Säuren
Wasser-
stoffsäuren
seien.

So wie man versucht hat, alle Säuren als Wasserstoffsäuren zu betrachten (siehe S. 125), so hat man auch alle Salze consequenter Weise als Haloidsalze aufgefasst, indem man die Sauerstoffsalze als Verbindungen von Metallen mit Salzbildnern betrachtet, welche nicht wie Chlor, Brom, Jod und Fluor einfache Körper, sondern zusammengesetzte sind, und aus den Elementen der Säure und dem Sauerstoff des Oxydes bestehen.

Nach dieser Theorie ist Schwefelsäurehydrat nicht
 SO_3, HO , sondern SO_4, H ,
 und schwefelsaures Kupferoxyd nicht
 CuO, SO_3 , sondern SO_4, Cu ,
 salpetersaures Kaliumoxyd nicht
 KO, NO_5 , sondern NO_6, K ,
 phosphorsaures Silberoxyd nicht
 $3 \text{AgO}, \text{PO}_5$, sondern $(\text{PO}_6), 3 \text{Ag}$.

Die Salze entstanden aus den Säuren nach dieser Theorie auf die Weise, dass ihr Wasserstoff durch Metalle ersetzt würde, und es wären mehrbasische Säuren solche, die mehr als 1 Aequivalent durch Metalle vertretbaren Wasserstoffs enthielten; saure Salze diejenigen, in denen nur ein Theil des basischen Wasserstoffs durch Metalle wirklich vertreten wäre. Daraus folgt, dass nach dieser Anschauung nur mehrbasische Säuren saure Salze zu bilden fähig wären, denn nur sie enthalten mehr wie 1 Aeq. durch Metalle vertretbaren Wasserstoffs. Dann aber müssen Schwefelsäure und Kohlensäure ebenfalls mehrbasische Säuren sein, denn beide Säuren bilden zwei Reihen von Salzen: neutrale und saure, die Formeln SO_3, HO oder SO_4, H und CO_2, HO oder CO_3, H für die betreffenden Säurehydrate können dann nicht richtig sein, sondern müssen verdoppelt werden, und man hätte dann die Formel der Schwefelsäure $\text{S}_2\text{O}_6, 2\text{HO}$ oder $\text{S}_2\text{O}_8, 2\text{H}$, und jene der Kohlensäure $\text{C}_2\text{O}_4, 2\text{HO}$ oder $\text{C}_2\text{O}_6, 2\text{H}$ zu schreiben.

Es ist hier nicht der Ort, näher auf diese Ansichten einzugehen, aber es muss hervorgehoben werden, dass sie in den im Gebiete der organischen Chemie gegebenen Verhältnissen eine nicht unbedeutende Stütze finden. Bei dieser Anschauung handelt es sich übrigens, wie bereits bei Gelegenheit der Säuren erwähnt wurde, nicht um die Bestandtheile der Salze und ihre Gewichtsverhältnisse, sondern nur um eine Anschauung über die Art und Weise der Gruppierung derselben, wie man sich dieselben in den Salzen angeordnet denkt.

In ähnlicher Weise lässt sich auch die Constitution der Sulfosalze betrachten.

Geschicht-
liches.

Geschichtliches. In den ältesten Zeiten verstand man unter dem Namen Salz jeden in Wasser löslichen Körper. Mit der richtigen Erkenntniss des Sauerstoffs und seiner Verbindungen erst entwickelte sich eine mehr wissenschaftliche Theorie der Salze.

Eintheilung der Metalle.

Wir theilen die Metalle in zwei grössere Gruppen und diese in mehreren Unterabtheilungen ein, und zwar in nachstehender Weise: Eintheilung der Metalle.

I. Leichte Metalle, mit den Unterabtheilungen:

1. Metalle der Alkalien;
2. Metalle der alkalischen Erden;
3. Metalle der eigentlichen Erden.

II. Schwere Metalle, mit den Unterabtheilungen:

1. unedle Metalle;
2. edle Metalle;
3. elektronegative Metalle.

Wir werden nun nach diesem Eintheilungsprincipe die wichtigeren Metalle und ihre Verbindungen der Reihe nach beschreiben, uns aber bei der Beschreibung der Salze möglichst kurz fassen, und nur diejenigen hervorheben, welche irgend ein praktisches Interesse darbieten.