

Die Arten und Verbindungen der wägbaren Materie.

Chemie.

Es ist bereits in dem Abschnitt über die Affinität der Körper angegeben worden, dass gewisse Arten der Materie etwas Stetiges, d. h. nicht weiter in Bestandtheile Zerlegbares sind, dass dieselben die Grundstoffe der chemischen Elemente genannt werden und dass die Zahl derselben einige über sechzig beträgt, aber sie hiermit noch nicht beschränkt zu sein scheint.

Aus dieser verhältnissmässig sehr kleinen Zahl von chemischen Elementen bestehen entweder allein, oder, und zwar meist und auf die mannichfaltigste Weise unter einander verbunden, alle in, auf und an der Erde vorkommenden Körper. Die Mannichfaltigkeit ihrer Verbindungsweise tritt aber ganz besonders in den chemischen Gebilden der Pflanzen- und Thierwelt hervor, denn hier sind es nur wenige Elemente, nemlich Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff, in vielen Fällen auch Stickstoff, aber nur in wenigen noch Phosphor und Schwefel, welche die so grosse Anzahl der sog. organischen Verbindungen constituiren.

Die chemischen Elemente zerfallen nach ihren allgemeinen physischen Eigenschaften in zwei Hauptgruppen. Die Glieder der einen Gruppe sind meist durchsichtig und gar keine oder nur schwache Leiter für Wärme und Elektrizität; sie bilden die Nichtmetalle. Die Glieder der zweiten Gruppe sind undurchsichtig und gute Leiter für Wärme und Elektrizität; hierher gehören alle Metalle. Vermittlungsglieder beider Gruppen giebt es einige (Tellur, Arsen und Antimon); diese sind zwar als undurchsichtige, stark glänzende, Wärme und Elektrizität gut leitende Körper den Metallen anzureihen, haben aber in chemischer Beziehung soviel Analogie mit gewissen Nichtmetallen, dass sie consequenter Weise diesen angereiht werden müssen.

Die Verbindungen der chemischen Elemente unter einander haben im Allgemeinen dreierlei Eigenschaften, die von dem chemischen Verhalten der Verbindungen gegen und unter einander abzuleiten sind.

Eine Klasse von Verbindungen der Elemente bilden die Säuren; diese zeichnen sich dadurch aus, dass sie, wenn sie in Wasser oder einer anderen indifferenten Flüssigkeit löslich sind, einen sauren Geschmack besitzen, die blaue Farbe des Lackmus, der Veilchen und der Schwertlilien in Roth umändern und diese Eigenschaften verlieren, wenn sie mit einer Verbindung der zweiten Klasse in einem hinreichenden Verhältniss zusammen kommen. Ist aber eine Verbindung der ersten Klasse in Wasser und anderen

indifferenten Flüssigkeiten unlöslich, so kann ihre saure Natur daraus dargethan werden, dass sie bei gewissen Umständen mit löslichen Verbindungen der zweiten Klasse zusammengebracht, deren eigenthümlichen Eigenschaften aufhebt. Im engeren Sinn unterscheidet man je nach dem einen der Bestandtheile einer Säure Sauerstoffsäuren und Wasserstoffsäuren; jene treten mit den basischen Oxyden (Sauerstoffbasen) als Ganzes zu einer neuen Verbindung zusammen, letztere aber, die Wasserstoffsäuren, bilden mit den basischen Oxyden zwei neue Verbindungen, nemlich es treten das Radical der Säure mit der metallischen Grundlage der Base zu einem Haloidsalz, und der Wasserstoff der ersteren mit dem Sauerstoff der letzteren zu Wasser zusammen (über die Natur der organischen Säuren vergl. m. unter Chemie der zusammengesetzten Radicale und über die der Wasserstoffsäuren S. 101 u. 102).

Die Basen bilden die zweite Klasse der Verbindungen unter den Elementen; sie zeichnen sich, wenn sie in Wasser oder einer anderen indifferenten Flüssigkeit löslich sind, dadurch aus, dass sie einen alkalischen, d. h. der Holzaschenlauge gleichen Geschmack haben, das Blau der Veilchen in Grün, das Gelb der Curcümawurzel in Braun und das durch Säuren erzeugte Roth von Lackmus wieder in Blau umändern und diese Eigenschaften verlieren, wenn sie in einem hinreichenden Verhältniss mit einer Säure vermischt werden. Die unlöslichen Basen werden ihrer Natur nach dadurch erkannt, dass sie den löslichen Säuren ihre eigenthümlichen Eigenschaften nehmen.

Die dritte Klasse der Verbindungen der Elemente unter einander sind die sog. indifferenten Verbindungen, d. h. solche, die als Ganzes weder den Charakter einer Säure noch den einer Base haben; sie sind ohne theilweise Zersetzung keiner weiteren Verbindung fähig.

Durch die Vereinigung von Säuren und Basen zu einem neuen Ganzen entstehen die Salze, und zwar im Besonderen Amphidsalze (zum Unterschied von den nur aus zwei Elementen bestehenden Haloidsalzen), die, wenn sie die näheren Bestandtheile in einem solchen Verhältniss enthalten, dass in ihnen weder die Eigenschaften einer Base, noch die einer Säure bemerkbar sind, neutrale Salze, wenn hingegen noch saurer Charakter wahrnehmbar ist, saure Salze und endlich, wenn sie noch auf die Geschmacksorgane und Pflanzenfarben den Basen ähnlich wirken, basische Salze genannt werden. Im streng wissenschaftlichen Sinn ist ganz abgesehen von dem Geschmack und der Wirkung auf Pflanzenfarben dasjenige Salz ein neutrales, in welchem auf 1 chem. Antheil (oder Atom) Basis 1 chem. Antheil (oder Atom) Säure oder bei einigen Metalloxyden auf 2 chem. Antheile (oder

1 Doppelatom) Base 3 chem. Antheile (oder Atome) Säure kommen und in welchen der Sauerstoff der Säure zu dem Sauerstoff der Basen in allen Salzen stets in demselben Verhältniss steht, (wie z. B. das kohlen-saure Natron im neutralen Zustand aus gleichen chem. Antheilen (oder Atomen) Natron und Kohlensäure ($\text{NaO} + \text{CO}_2$) besteht und trotzdem stark laugenhaft schmeckt und die Pflanzenfarben in der Weise der reinen Basen verändert; so wird ferner das schwefelsaure Eisenoxyd ($\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_3$) als ein neutrales Salz betrachtet, trotzdem es wie eine Säure auf die Pflanzenfarben wirkt; da aber in dem schwefelsauren Natron ($\text{NaO} + \text{SO}_3$), das weder eine Eigenschaft der Säuren noch eine der Basen besitzt, sich der Sauerstoff der Säure zu dem der Basis wie 3 : 1 verhält, ganz dasselbe aber auch im schwefelsauren Eisenoxyd der Fall ist, denn $9 : 3 = 3 : 1$, so ist die Annahme von der chemischen Neutralität des schwefelsauren Eisenoxydes ganz folgerecht). Diejenigen Salze nun, welche weniger oder mehr chem. Antheile Basis auf einen chem. Antheil (oder 1 Atom) Säure enthalten, sind nun entweder saure oder basische Salze, ihr Geschmack und ihr Verhalten gegen Pflanzenfarben mag das eine oder das andere sein. Eine Ausnahme hiervon machen die sog. mehrbasischen Säuren, über welche unten in der Chemie der zusammengesetzten Radicale zu vergleichen ist.

Gewisse binäre Verbindungen der Elemente haben in chemischer Beziehung einen doppelten Charakter; sie können nemlich gegen Basen die Rolle einer Säure, gegen Säuren aber die Rolle einer Base spielen. Derartige Oxyde werden amphotere Körper genannt. In dieser Weise verhalten sich Zinkoxyd und Thonerde und es ist bei der Fällung derselben aus ihren Salzen durch Alkalien zu beachten, dass in dem Moment, wo die mit dem Zinkoxyd oder der Thonerde verbunden gewesene Säure vollkommen durch das Alkali gebunden worden ist, durch einen Ueberschuss desselben die Lösung des Zinkoxydes oder der Thonerde wieder beginnt, indem die Verbindungen derselben mit dem Alkali in Wasser löslich sind.

Der Begriff von Säure, Base und Salz ist aus den Sauerstoffverbindungen, an welchen sie eben zuerst studirt worden sind, abgeleitet worden. Später fand man aber, dass auch die Verbindungen der Elemente mit anderen als mit Sauerstoff, z. B. die mit Schwefel, Chlor u. s. w., gegen einander sich wie Basen und Säuren verhalten, d. h. salzartige Verbindungen darstellen können. Man unterscheidet demnach jetzt Schwefel-, Chlor- u. s. w. Säuren und Basen und bei den Verbindungen derselben unter einander Schwefel-, Chlor- u. s. w. Salze. Die Begriffe von Säure und Base, die an und für sich nur relativ sind, so wie der für Salze, welche sowohl

für die Sauerstoffsalze als auch für alle übrigen aus einem basischen und einem sauren zusammengesetzten Körper bestehende unter dem Namen Amphidsalze zusammengefasst werden, sind also jetzt umfassender geworden.

Die Verbindungen zweier Elemente heissen binäre und die mehrerer Elemente, sobald sie etwas Ganzes, nicht aus näheren Bestandtheilen zusammengesetztes bilden, je nach der Zahl der Elemente ternäre, quaternäre u. s. w. Verbindungen. Alle Verbindungen dieser Art sind solche der ersten Ordnung, die Verbindungen von je zweien dieser solche der zweiten, und die Verbindungen der von je zweien dieser solche der dritten Ordnung. So sind Kali, Thonerde und Schwefelsäure Verbindungen der ersten, schwefelsaures Kali oder schwefelsaure Thonerde Verbindungen der zweiten, und der Alaun, der aus schwefelsaurem Kali und schwefelsaurer Thonerde zusammengesetzt ist, eine Verbindung der dritten Ordnung. Hiermit hört aber die chemische Differenz gänzlich oder beinahe auf, d. h. die Neigung zur weiteren Verbindung ist beendet und die chemische Thätigkeit hat den Ruhepunkt erreicht.

Früherhin galt der Grundsatz in der Chemie, dass sich nur einfache Stoffe mit einfachen, und zusammengesetzte Körper mit ähnlich zusammengesetzten verbinden können. Eben so machte man je nach der Abstammung der chemischen Verbindungen, ob sie aus dem Mineralreich, der unorganischen Welt, oder aus dem Pflanzen- oder Thierreich, der organischen Welt, abzuleiten sind, einen Unterschied zwischen unorganischen und organischen Verbindungen und reichte jene der sog. unorganischen, diese der organischen Chemie, welche letztere wiederum in Pflanzenchemie (Phytochemie) und Thierchemie (Zoochemie) getrennt wurde, unter. In unserer Zeit aber, wo man von der Betrachtung der einfacheren zu der der zusammengesetzteren Verbindungen überging und fand, dass manche der letzteren gewisse Elemente in einer Art vereinigt enthalten, die sie fähig macht, unzertrennt sich mit wirklichen Elementen verbinden zu können, mit anderen Worten selbst als zusammengesetzte Körper die Rolle eines chemischen Elementes zu spielen, hat man die Wissenschaft in die Chemie der einfachen Radicale und in die Chemie der zusammengesetzten Radicale geschieden und jener die unorganischen Verbindungen untergeordnet, während die Chemie der zusammengesetzten Radicale mit wenigen Ausnahmen solche Verbindungen umfasst, die im Pflanzen- oder Thierreich fertig gebildet oder auf dem Wege der Kunst aus Pflanzen- oder Thierkörpern erzeugt werden oder aber aus unorganischen Verbindungen in besonderer Weise, jedoch den Pflanzen- und Thierstoffen analog zusammengesetzt, entstehen.

Chemie der einfachen Radicale.

Unorganische Chemie.

Die Chemie der einfachen Radicale umfasst die Betrachtung der chemischen Elemente und deren Verbindungen, insofern diese letzteren nicht selbst der Art sind, dass sie sich — als Radicale — mit einfachen Körpern verbinden. Da alle chemischen Elemente, gewöhnlich aber mit anderen verbunden, im Mineralreich vorkommen, so lässt sich diese wissenschaftliche Abtheilung auch als Mineralchemie bezeichnen.

Die chemischen Elemente zerfallen, wie bereits angeführt, in Betracht ihres physischen Verhaltens gegen Licht, Wärme und Elektrizität in zwei Hauptgruppen, in Nichtmetalle und in Metalle, die aber auch in chemischer Beziehung einen so grossen Gegensatz bilden, dass sie desshalb stets getrennt von einander betrachtet werden. In der Regel beginnt die chemische Erörterung mit den nicht metallischen Elementen, weil sie nicht allein bei der Einwirkung auf die Metalle, sondern auch bei der auf die meisten Verbindungen unorganischer und organischer Natur die auffallendsten Erscheinungen veranlassen.

Die Glieder der beiden Hauptgruppen der chemischen Elemente lassen sich sowohl nach besonderen physischen als auch nach eigenthümlichen chemischen Eigenschaften in mehrere Ordnungen reihen und mehrere solcher aus drei Gliedern bestehende Ordnungen, sog. chemische Triaden, bieten neben den eigenthümlichen chemischen Eigenschaften der Gruppe noch zu höchst merkwürdigen Betrachtungen Anlass.

A. Die Nichtmetalle.

Hierher gehören: Sauerstoff, Wasserstoff, Stickstoff, Kohlenstoff, Chlor, Brom, Iod, Fluor, Schwefel, Selen, Phosphor, Bor und Kiesel, so wie Tellur, Arsen und Antimon, die zwar in physischer Beziehung der Metallreihe angehören, aber nach chemischen Verhältnissen vollkommene Analoga vom Schwefel und Selen (nemlich das Tellur) oder vom Phosphor (nemlich Arsen und Antimon) sind.

Die Nichtmetalle lassen sich in Betracht ihres Aggregatzustandes und nach ihrem Verhalten gegen Wärme in vier Gruppen theilen, nemlich:

1) In beständig gasförmige Nichtmetalle; diese können weder durch den stärksten Druck noch bei der niedrigsten von uns zu erzielenden Temperatur in eine andere Form übergeführt werden. Nichtmetalle dieser Art sind Sauerstoff, Wasserstoff und Stickstoff (Fluor?).

2) In leicht vergasbare Nichtmetalle; diese sind ent-

weder schon bei gewöhnlicher Temperatur luftförmig oder können in diesen Zustand bei einer nicht $+150^{\circ}$ übersteigenden Erhitzung übergeführt werden. Von dieser Beschaffenheit sind Chlor, Brom und Iod (Fluor?).

3) In feste, aber schmelzbare und flüchtige Nichtmetalle; diese sind bei stärkerer oder schwächerer Temperatur schmelzbar und bei über den Schmelzpunkt gesteigerter Hitze flüchtig. Hierher gehören Schwefel, Selen und Phosphor, so wie auch Tellur, Antimon und das ohne vorher zu schmelzen sich verflüchtigende Arsen aus der Metallreihe.

4) In feste, aber unschmelzbare und feuerbeständige Nichtmetalle; diese sind bei keiner von uns zu erzielenden Hitze schmelzbar oder flüchtig. Zu dieser Gruppe gehören Kohlenstoff, Bor und Kiesel (ersterer soll jedoch bei den höchsten Hitzgraden flüchtig sein).

Nach dem chemischen Verhalten zerfallen die Nichtmetalle in zwei Hauptgruppen, nemlich:

1) In wirkliche Nichtmetalle oder Ametalle; sie werden auch, da sie sich mit allen übrigen Elementen gewöhnlich unmittelbar und mit Feuererscheinung verbinden können, Zünder oder wegen ihres dem Sauerstoff analogen Verhaltens Oxygenoide benannt. Sie bilden zwei Abtheilungen, nemlich:

a. Säuren- und basenerzeugende Ametalle; sie können nemlich durch die Verbindung mit anderen Elementen sowohl Säuren, als Basen erzeugen. Je nachdem sie selbst die Rolle der Grundlage einer Säure übernehmen können oder nicht, sind zu unterscheiden

α. Nicht säuerungsfähige Ametalle, wohin der Sauerstoff, vielleicht aber auch das Fluor gehört, und

β. Säuren erzeugende und selbst säuerungsfähige Ametalle; hierher sind der Schwefel, das Selen und das Tellur zu rechnen. Da die Glieder dieser Unterabtheilung das acide Radical der sog. Kiese darstellen, so sind sie auch die Kieszeuger oder Thioide (von *θειώδης*, schwefelartig) benannt worden.

b. Salze erzeugende Ametalle; sie bilden nemlich mit den Metallen salzähnliche Verbindungen und die Glieder dieser Abtheilung, das Chlor, Brom und Iod, zu denen noch, so weit wir seine chemischen Eigenschaften kennen, das Fluor zu rechnen ist, werden deshalb die Salzzeuger oder Salzbilder, Haloide (von *ἅλας*, Salz, richtiger Halogene) benannt.

2) In metallähnliche Elemente oder Metalloide, indem sie darin etwas Metallähnliches haben, dass bei den Verbindungen

derselben mit den eigentlichen Metallen in der Regel die Eigenschaften der Letzteren nicht sehr verändert werden, d. h. jene Verbindungen behalten in der Regel ein metallartiges Ansehen wie die Verbindungen der Metalle unter einander. Da sich die Glieder dieser Hauptgruppe mit denen der ersten bei der unmittelbaren Berührung unter Feuererscheinung verbinden, d. h. sich entzünden oder brennbar sind, so werden sie auch Brenner genannt. Nach ihrem hauptsächlichsten Vorkommen betrachtet, zerfallen sie

- a. in Organogene, da sie und meist mit Sauerstoff verbunden die Grundlage der organischen Verbindungen bilden; hierher gehören der Wasserstoff, Kohlenstoff und Stickstoff; und
- b. in Oryktogene, welche mit Ausnahme des Phosphors, der auch ein Bestandtheil einiger organischer Gebilde ist, nur im Mineralreich enthalten sind. Sie zerfallen selbst wieder in zwei Unterabtheilungen; nemlich
 - α. in solche, welche in der Regel nur als binäre Metallverbindungen, die aber auch mit analogen anderen zusammengesetztere bilden können, im Mineralreich vorkommen und vorzugsweise in den sog. Erzen enthalten sind, wesshalb sie auch Erzzeuger, Boloide oder (richtiger) Bologene (von βῶλος, das Erz) benannt werden; zu ihnen gehören Phosphor, Arsen und Antimon; und
 - β. in solche, die sich im Mineralreich nur mit Sauerstoff verbunden als reine Oxyde oder, da diese saurer Beschaffenheit sind, mit basischen Oxyden vereinigt vorfinden. Da sowohl jene Oxyde im reinsten und dichtesten Zustand stets, ihre Verbindungen mit anderen basischen Oxyden aber sehr häufig glasartiger Beschaffenheit, ja sie sogar Bestandtheile unserer Glasarten sind, so werden sie Glaszeuger, Hyaloide oder (richtiger) Hyalogene (von ὑαλος, Glas) benannt.

Bei der weiteren Betrachtung der Unterabtheilungen stellt es sich heraus, dass in den meisten Fällen die drei Glieder derselben nicht allein wegen des ihre Gruppierung betreffenden angegebenen Verhaltens, sondern auch wegen anderer chemischer und physischer Verhältnisse zusammengestellt werden müssen. Im Nachstehenden ist die angegebene chemische Gruppierung beibehalten worden; in der zweiten Abtheilung hingegen, in der pharmaceutischen Chemie, sind unmittelbar nach dem Sauerstoff die Organogene eingereiht worden, weil sie als so allgemein verbreitete und für sich, besonders aber in ihren Verbindungen für den Pharmaceuten höchst wichtige Elemente diese Stelle beanspruchen. Um Wiederholungen

zu vermeiden, ist bei der rein wissenschaftlichen Erörterung der Elemente, wenn dieselben Gegenstände der pharmaceutischen Chemie sind, wegen des Vorkommens und ihrer Eigenschaften auf die zweite Abtheilung verwiesen worden.

1) Wirkliche Nichtmetalle oder Ametalle.

a) Säuren und Basen erzeugende Ametalle.

α. Nicht säuerungsfähige Ametalle.

Sauerstoff. $O = 8,0$ oder $100,0$.

(vergl. zweite Abtheilung.)

Dieses Element verbindet sich theils unmittelbar, theils mittelbar mit allen übrigen einfachen (nur das Fluor ausgenommen) und vielen zusammengesetzten Körpern, wobei, wenn die chemische Durchdringung rasch von Statten geht, immer Wärme und häufig auch Licht entwickelt, d. h. eine Feuererscheinung veranlasst wird. Der Act dieser Verbindung des Sauerstoffes mit anderen Elementen und zusammengesetzten Körpern heisst im Allgemeinen die Oxydation, im Besonderen die Verbrennung, wenn er rasch und unter Feuerentwicklung an brennbaren Nichtmetallen und an aus solchen zusammengesetzten (wie z. B. organischen) Körpern, oder Verkalkung, wenn er an Metallen stattfindet. Ist der Act der Verbindung sehr langsam und ohne unser Zuthun im Gang, so wird er an den Metallen das Rosten, an den organischen Verbindungen das Verwesen genannt.

Die Producte der Einwirkung des Sauerstoffes auf andere Elemente heissen Oxyde, bei den Metallen wohl auch Sauerstoffmetalle, um zugleich die Zusammensetzung in Deutsch auszudrücken, oder Kalke oder auch, wenn sich die Einwirkung des Sauerstoffes nicht auf das ganze Metall erstreckt hat, Aschen. Die Oxyde selbst können dreierlei chemischen Charakter haben, nemlich von saurer, basischer oder indifferenter Beschaffenheit sein und erhalten hiernach verschiedene Bezeichnungen.

Die sauren Oxyde oder die Sauerstoffsäuren entstehen aus sämmtlichen nicht metallischen Elementen (Fluor ausgenommen), aus verschiedenen Metallen und mehreren zusammengesetzten Körpern. Da die meisten nicht metallischen Elemente und selbst auch einige Metalle verschiedene saure Oxyde bilden, so wird die Bezeichnung des mächtigsten derselben, das auch in der Regel die grösste Sauerstoffmenge enthält, einfach durch Anhängung der Sylbe „säure“ an den Namen des Elementes, aus dem es erzeugt worden, gebildet, z. B. Schwefelsäure, Chlorsäure, Mangansäure u. s. w. Dasjenige saure Oxyd, welches weniger Sauerstoff ent-

hält, wird in gleicher Weise bezeichnet, nur dass der Name des gesäuerten Elementes die adjective Endung „ig“ erhält, z. B. Schwefeligsäure, Chlorigsäure. Bildet nun das Element auch ein saures Oxyd mit noch weniger Sauerstoff, so wird dem so gebildeten Adjectiv noch die Silbe „Unter“ vorgesetzt, z. B. Unterschwefeligsäure, Unterchlorigsäure. Dasjenige saure Oxyd, welches mehr Sauerstoff als die mächtigste Säure desselben Elementes enthält, wird dadurch bezeichnet, dass man dem Namen der mächtigsten Säure die Silbe „Ueber“ vorsetzt, z. B. Ueberchlorsäure, Uebermangansäure. Sowohl die Säuren eines und desselben Elementes, als auch die eines anderen Elementes können sich in einigen Fällen mit einander verbinden und heissen dann Doppelsäuren, wie die salpetrige Salpetersäure (auch Untersalpetersäure benannt), die schwefelsaure Molybdänsäure u. s. w.; diese Doppelsäuren sind jedoch in der Regel nicht sehr beständiger Natur, d. h. leicht zersetzbar.

Die basischen Oxyde oder die Sauerstoffbasen entstehen nur aus Metallen und auch hier können aus einem Element mehrere, selten jedoch über zwei gebildet werden. Bildet ein Metall mit dem Sauerstoff nur eine basische Verbindung, so wird diese Oxyd benannt; dieselbe Bezeichnung hat diejenige Verbindungsstufe eines Metalles, das zwei basische Oxyde bilden kann, welche die grösste Menge Sauerstoff enthält, während diejenige mit einem geringeren Sauerstoffgehalt Oxydul genannt wird, z. B. Eisenoxyd und Eisenoxydul. Mehrere basische Oxyde eines und desselben Metalles oder zweier Metalle verbinden sich mit einander zu sog. Doppelbasen, wie z. B. Eisenoxyd mit Eisenoxydul, Chromoxyd mit Eisenoxydul u. s. w.; man kann jedoch diese Doppelbasen auch als Sauerstoffsalze betrachten, in denen das eine des an und für sich basischen Oxydes die Rolle einer Säure übernimmt. Man kennt selbst einige Sauerstoffsalze, in welchen sowohl die Base, so wie auch die Sauerstoffsäure ein und dasselbe Metall zum Radical haben, wie z. B. wolframsaure Wolframoxyd (WO_2, WO_3) und das chromsaure Chromoxyd ($\text{Cr}_2\text{O}_3, 3\text{CrO}_3$). Da aber der Sauerstoff nicht allein Säuren, sondern auch Basen bilden kann, so ist seine Bezeichnung, die durch alle Sprachen hindurch gegangen ist, eine falsche oder wenigstens eine einseitige, denn mit demselben Recht könnte man ihn auch Basenstoff, *Alkaligenum*, benennen.

Durch die Vereinigung einer Sauerstoffsäure mit einer Sauerstoffbase werden die Sauerstoffsalze gebildet, die entweder neutral, sauer oder basisch sind (vergl. hierüber S. 85 und über amphotere Oxyde, d. h. über solche, die in dem einen Fall

die Rolle einer Säure, in dem anderen die einer Base spielen können, S. 86).*)

Die indifferenten Oxyde entstehen aus einigen nicht metallischen und vielen metallischen Stoffen und haben die Bezeichnung desshalb, weil sie sich entweder nicht als Ganzes, wie die indifferenten Oxyde der Metalle, mit anderen Oxyden verbinden können oder zwar als Ganzes, wie die indifferenten Oxyde der nichtmetallischen Stoffe, sich mit einer Sauerstoffsäure vereinigen, aber in dieser Verbindung durchaus nicht den Charakter einer Sauerstoffbase zeigen, also auch kein eigentliches Sauerstoffsalz bilden. Bei der Bezeichnung der indifferenten Metalloxyde gilt der Grundsatz, dass die Endsilben Oxyd oder Oxydul, je nachdem nun jene weniger oder mehr Sauerstoff als die betreffende Sauerstoffbase enthält, das Wort *sub* oder *super* vorgesetzt wird, wie z. B. Eisensuboxydul, Mangansuperoxyd u. s. w. Wenn derartige Oxyde bei der Einwirkung von Sauerstoffsäuren ja angegriffen werden und in eine Verbindung eingehen, so geschieht dieses nur in Folge einer Zersetzung, indem nemlich entweder dasjenige *plus* von Metall, welches in dem Eisensuboxydul mehr als ein Eisenoxydul oder diejenige Menge Sauerstoff, die im Mangansuperoxyd mehr als im Manganoxydul enthalten ist, abgestossen wird.

Das auffallendste Beispiel für die Mannichfaltigkeit der Verbindungsweise und des Charakters der Sauerstoffverbindungen eines Metalles zeigen die Oxyde des Mangans, denn hier sind:

1) basische Oxyde:

das Manganoxydul = MnO , und Manganoxyd = Mn_2O_3 ;

2) saure Oxyde:

die Mangansäure = MnO_3 , und Uebermangansäure = Mn_2O_7 ;

3) Doppelbase:

das Manganoxydoxydul = $\text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{MnO} = \text{Mn}_3\text{O}_4$;

4) Indifferentes Oxyd:

das Mangansuperoxyd = MnO_2 ;

also nach den Sauerstoffquantitäten geordnet: MnO , Mn_3O_4 , Mn_2O_3 , MnO_2 , MnO_3 und Mn_2O_7 .

Der Sauerstoff ist dasjenige Element, das an und auf unserer Erde in fortwährender Thätigkeit begriffen ist und darin von keinem anderen Element übertroffen wird. Desshalb hat man auch bei der Aufstellung der Verhältnisszahlen oder Atomengewichte sein Aequivalent als Einheit oder, da mehrere andere Elemente eine

*) Anmerk. Wir würden die Sauerstoffsäuren, Sauerstoffbasen, und Sauerstoffsalze analog den entsprechenden Verbindungen der übrigen Nichtmetalle Oxysäuren, Oxybasen und Oxysalze nennen, wenn nicht dadurch Tautologie und Widerspruch veranlasst würden.

grössere Sättigungscapacität besitzen, d. h. in geringeren Gewichtsmassen sich mit anderen Elementen verbinden und ihre Verhältnisszahlen oder Atomengewichte in Brüchen ausgedrückt werden müssten, die Verhältnisszahl des Sauerstoffes zu 10,0 oder zu 100,0 angenommen, mit welcher letzteren Zahl wir sie hier neben der der Wasserstoffreihe aufführen. Jene stete Thätigkeit des Sauerstoffes zeigt sich besonders in dem Lebensprocess der Thiere und in der Verwesung der dem lebenden Organismus entzogenen Pflanzen- und Thiertheile. Der Verlust, welchen unsere atmosphärische Luft durch jene beiden Processe an Sauerstoff erleidet, wird dadurch ausgeglichen, dass das Product dieser beiden Processe, die Kohlensäure (nebst Wasser), in dem Vegetationsact der Pflanzen aufgesaugt und unter Assimilation des Kohlenstoffes der Sauerstoff wieder abgeschieden wird.

Anhang zum Sauerstoff.

Unter dem Namen Ozon wurde zuerst von Schönbein eine Materie beschrieben, die nichts Anderes ist, als Sauerstoff in einem höheren Grad der chemischen Activität oder Sauerstoff im *statu nascenti*, d. h. die Erscheinungen, die durch das Ozon veranlasst werden, verhalten sich zu denen des gewöhnlichen Sauerstoffes, wie die des im Moment seines Freiwerdens wirkenden Sauerstoffes zu denen des bereits isolirten Sauerstoffes. Das Ozon lässt sich, mit anderen Worten gesagt, als die active Modification des Sauerstoffes betrachten und die Umwandlung des gewöhnlichen Sauerstoffes in Ozon wird durch die Reibungs- und Contactelektricität (durch Blitz, elektrische Funken und bei galvanischer Wasserzersetzung), beim Schütteln leicht oxydirbarer Körper mit atmosphärischer Luft besonders unter Mitwirkung des Sonnenlichtes und in verschiedenen anderen Fällen veranlasst. Es unterscheidet sich von dem gewöhnlichen Sauerstoff durch seinen eigenthümlich scharfen, die Nasenschleimhäute stark reizenden Geruch und durch die auffallenden Oxydationswirkungen, so z. B. dadurch, dass es Stickstoff in Salpetersäure, Silber und Blei in Superoxyde verwandelt, was der gewöhnliche Sauerstoff unmittelbar nicht vermag; durch Glühen geht es in diesen über.

β. Säuren erzeugende und selbst säuerungsfähige Ametalle.

Schwefel: Selen: Tellur.

S = 16,0 od. 200,00. Se = 40,0 od. 500,00. Te = 64,00 od. 800,00.

Diese drei Elemente bilden, obgleich das Tellur nach den allgemeinen Eigenschaften (nemlich nach Undurchsichtigkeit, Metallglanz und Leitungsvermögen für Wärme und Elektricität) den Metallen beizureihen ist, doch in Betracht des specifischen Gewichtes, ihrer Sättigungscapacität gegen andere Elemente, d. h. ihres Mischung-

oder Atomengewichtes und ihrer Affinitätsintensität eine Gruppe, in der ein und dasselbe Glied, das Selen, stets die Mitte zwischen den beiden anderen behauptet und die aus der Gesamtsumme der Zahlen der beiden äussersten Glieder durch Division mit 2 erhaltene Zahl mehr oder weniger genau die Zahl der durch das Experiment gefundenen des mittelsten Gliedes ausdrückt, denn

	Specif. Gewicht,	Mischungsgew.,	Affinitätsintensität.
bei Schwefel gefunden	= 2,04	16,0	3
„ Tellur „	6,26	64,0	1
	8,30	80,0	4
dividirt durch 2, also			
für Selen berechnet	4,15	40,0	2
und dafür gefunden	4,28	40,0	2

Die Differenz der berechneten und gefundenen Zahlen für das spec. Gewicht des Selens ist aber so unbedeutend, dass sie gewiss nur als Beobachtungsfehler anzusehen ist. Endlich in Beziehung auf die Art der Verbindung mit anderen Elementen bilden die Kieszeuger unter einander so analoge Verhältnisse, dass wenn man die wichtigsten Verbindungsverhältnisse des einen studirt hat, auch die der anderen kennen lernt; so sind z. B. analoge Verbindungen

a) mit Sauerstoff

Unterschwefeligsäure = S_2O_2 , Selenoxyd = SeO und Telluroxyd = $TeO?$,
 Schwefeligsäure = SO_2 , Selenigsäure = SeO_2 und Tellurigsäure = TeO_2 , u.
 Schwefelsäure = SO_3 , Selenensäure = SeO_3 und Tellursäure = TeO_3 ;

b) mit Wasserstoff

Schwefelwasserstoff = SH , Selenwasserstoff = SeH und Tellurwasserstoff = TeH ;

c) mit Metallen, z. B. mit Kalium

Schwefelkalium = KS , Selenkalium = KSe und Tellurkalium = KTe .

Der Schwefel, das Selen und das Tellur finden sich hauptsächlich in denjenigen Mineralien, welche Kiese bezeichnet werden, und desshalb werden jene selbst die Kieszeuger oder Thioide benannt. Ihre Wasserstoffverbindungen sind schwach saurer Beschaffenheit und gehören zu den sog. Wasserstoffsäuren, worüber beim Wasserstoff (S. 101 und 102) zu vergleichen ist.

Schwefel (vergl. zweite Abth.)

Der Schwefel verbindet sich mit allen übrigen nicht metallischen Elementen und mit sämtlichen Metallen theils unmittelbar und dann unter Feuererscheinung, theils auf indirectem Weg. Die Verbindungen mit Sauerstoff sind sämtlich saurer Beschaffenheit und stellen ausser den drei eben genannten, der Unterschwefeligsäure, Schwefeligsäure und Schwefelsäure, noch die

Trithionsäure = S_3O_5 , die Tetrathionsäure = S_4O_5 , die Pentathionsäure = S_5O_5 und die Unterschweifelsäure = S_2O_5 dar. Die Verbindungen des Schwefels mit den übrigen Elementen heissen im Allgemeinen Sulphide, bei den Metallen auch Schwefelmetalle. Fast stets in denselben Mischungsverhältnissen, in welchen der Sauerstoff mit einem Element zusammen tritt, verbindet sich der Schwefel ebenfalls mit demselben Element. Die verschiedenen Schwefelungsstufen eines und desselben Elementes erhalten dann besondere Bezeichnungen, die wie die Sauerstoffverbindungen desselben Elementes entweder unter sich die Rolle einer Base oder einer Säure spielen, deshalb Schwefelbasen oder Schwefelsäuren (Sulphobasen oder Sulphosäuren) im Allgemeinen genannt werden und mit einander verbunden die Schwefelsalze (Sulphosalze) darstellen, oder indifferenten Beschaffenheit sind. Die den Sauerstoffbasen entsprechenden Schwefelbasen, die nur den Metallen angehören, werden dem basischen Oxydul oder Oxyd entsprechend Sulphurüre oder Sulphurete, die Sulphosäuren hingegen Sulphide, wenn sie den vollkommenen Sauerstoffsäuren entsprechen, oder Sulphüre, wenn sie den unvollkommenen Sauerstoffsäuren analog sind, benannt. Diese sauren Schwefelverbindungen entstehen wie die Sauerstoffsäuren sowohl aus nicht metallischen Elementen als auch aus Metallen.

Selen.

Dieses Ametall findet sich nur sehr sparsam in dem Mineralreich, und zwar entweder mit Schwefel (und deshalb eine häufige Verunreinigung desselben und der aus ihm bereiteten Schwefelsäure und anderer Präparate) oder mit Metallen verbunden und Schwefel- oder Tellurmetalle begleitend. Das Selen hat zwei allotropische Zustände; der eine Zustand tritt auf, wenn man das über 100° geschmolzene Selen erkalten lässt, wo es bei 50° zu einer amorphen Masse erstarrt, die im compacten Zustand spröde, metallglänzend und bleigrau, zerrieben aber ziegelroth ist, negativ idioelektrisch und ein schlechter Leiter der Wärme ist, ein spec. Gewicht von 4,28 und eine spec. Wärme von 0,0837 zeigt und über 100° schmelzbar ist. Wird es längere Zeit bei 125° erhitzt, so steigt seine Temperatur beträchtlich und es geht nun in den körnig krystallinischen Zustand über, in welcher Form das Selen, ohne vorher zu erweichen, erst bei 217° schmilzt, ein spec. Gewicht von 4,80 hat und ein guter Leiter der Elektrizität ist. In beiden Zuständen ist das Selen ohne Geruch und Geschmack, in Wasser, Weingeist und Aether nicht, wohl aber in fetten Oelen und mit grüner Farbe in concentrirter Schwefelsäure löslich; bei 700° kommt es erst ins Kochen.

Das Selen verbindet sich im Allgemeinen wie der Schwefel mit den übrigen Elementen. An der atmosphärischen Luft erhitzt verbrennt es zu Selenoxyd = SeO , das indifferent ist, in Sauerstoffgas aber erhitzt zu Selenigsäure = SeO_2 , die durch Behandlung mit kräftigen Oxydationsmitteln in Selensäure = SeO_3 übergeht (andere Oxydationsstufen, wie beim Schwefel, sind unbekannt). Die Verbindungen des Selens mit den übrigen Elementen sind den Schwefelverbindungen analog und heissen im Allgemeinen Selenide, bei den Metallen auch Selenmetalle. Die Selenverbindungen sind theils basischer, theils saurer Natur, also Selenbasen und Selenosäuren, und bilden mit einander verbunden die Selenosalze; die Basen werden Selenurüre und Selenurere, die Säuren Selenüre und Selenide benannt.

Das Vorkommen des Selens im Schwefel und den daraus verfertigten Präparaten ist leicht nachzuweisen. Aus den festen unlöslichen Schwefelpräparaten scheidet man es durch Vermischen mit Salmiak und Erhitzen in einer an dem einen Ende zugeschmolzenen Glasröhre, aus den in Wasser gelösten Schwefelverbindungen durch Vermischen mit Schwefeligsäure; bei Anwesenheit von Selen erhält man im ersten Fall ein rothes Sublimat, im letzten Fall einen rothen Absatz. Dieser Niederschlag oder das Sublimat isolirt und an der atmosphärischen Luft erhitzt verbrennt zu Selenigsäure, deren Bildung mit der Entwicklung des Geruches nach im thierischen Verdauungsprocess begriffenen Meerrettig verbunden ist.

Tellur.

Dieses gewöhnlich den Metallen untergereihete Element findet sich theils gediegen, d. h. ungebunden, theils mit Wismuth, Blei, Silber, Gold und Schwefelmetallen verbunden, so im Tellurbleierz (PbTe), Tellursilbererz (AgTe), Tellurwismutherz ($\text{Bi}_2\text{S}_3, 2 \text{Bi}_2\text{Te}_3$), Schrifterz ($\text{AgTe}, 3 \text{AuTe}_3$), Weiss-tellurerz ($\text{AgTe}, 2 \text{Au}_2\text{Te}, 3 \text{PbTe}$), Blättererz ($\text{PbTe}, \text{AuTe}_3 + \text{SbS}_3, 9 \text{PbS}$), auch oxydirt als Tellurigsäure. Es ist silberweiss, metallglänzend, in Nadeln und Rhomboëdern krystallisirbar, von blättrigem Gefüge, spröde und pulverisirbar, von 6,24 spec. Gewicht und 0,0515 spec. Wärme, leicht schmelzbar und in gelben Dämpfen flüchtig, ein schlechter Leiter der Elektrizität, ohne Geruch und Geschmack und ohne Oxydation in concentrirter Schwefelsäure mit Purpurfarbe löslich.

Das Tellur verbindet sich mit den meisten nicht metallischen Elementen (Stickstoff und Kohlenstoff ausgenommen) und mit allen Metallen. Beim Erhitzen an der atmosphärischen Luft verbrennt es zu Tellurigsäure = TeO_2 , die durch stark oxydirend

wirkende Mittel in Tellursäure = TeO_3 übergeht; eine der Unterschweifelsäure oder dem Selenoxyd analoge Verbindung (TeO) ist noch unbekannt. Die Verbindungen des Tellurs mit den übrigen Elementen heissen Telluride, bei den Metallen auch Tellurmetalle, und werden, da sie sich gegenseitig wie Basen und Säuren verhalten, als Tellurobasen (Tellururüre und Tellurete) und Tellurosäuren (Tellurüre und Telluride), die mit einander verbunden die Tellurosalze darstellen, unterschieden.

Die Tellurigsäure, welche sich auch mit Säuren zu Salzen verbinden kann, und die Tellursäure bilden jede zwei in der Form und in den Löslichkeitsverhältnissen verschiedene Modificationen, die bei der letzteren auch in die Salze übergehen.

b) Salze erzeugende Ametalle.

Chlor.

Brom.

Iod.

$\text{Cl} = 35,5$ oder $443,75$. $\text{Br} = 80,0$ od. $1000,0$. $\text{I} = 127,0$ od. $1587,5$.

Die Glieder dieser Gruppe bieten dieselbe Betrachtungsweise wie die der vorigen dar und haben noch ausserdem das Eigenthümliche, dass sie niemals frei, sondern nur gebunden vorkommen, ihre Verbindungen sich aber fast stets unter einander begleiten, so dass man in der Regel auch die beiden anderen Glieder finden wird, wenn man in einer natürlichen Verbindung das eine Glied, namentlich Chlor aufgefunden hat. Auch in Bezug auf den Aggregatzustand dieser Ametalle bei gewöhnlicher Temperatur herrscht die Trias, denn während die in jeder anderen Beziehung die äussersten Factoren dieser Gruppe bildenden Glieder gasförmig (Chlor) oder fest (Iod) sind, behauptet das Brom den dazwischen liegenden Aggregatzustand, nemlich die flüssige Beschaffenheit. Die Zusammenstellung dieser Elemente nach dem spec. Gewicht in der luftförmigen Beschaffenheit, der Sättigungscapacität und Affinitätsintensität ergibt folgendes Bild:

	Specif. Gewicht,	Mischungsgew.,	Affinitätsintensität.
bei Chlor gefunden	35,60	35,5	3
„ Iodgas „	126,57	127,0	1
	162,17	162,5	4
dividirt durch 2, also			
für Bromgas berechnet	81,08	81,25	2
gefunden	80,5	80,00	2

Auch die Verbindungsverhältnisse dieser drei Ametalle gegen die übrigen Elemente sind in der Regel ganz dieselben, wie z. B. analoge Verbindungen sind:

a) mit Sauerstoff:

Unterchlorigsäure = ClO ,	Unterbromigsäure ?	Unteriodigsäure ?
Chlorigsäure = ClO_2 ,	?	?
Chlorsäure = ClO_3 ,	Bromsäure = BrO_3 ,	Iodsäure = IO_3 ,
Ueberchlorsäure = ClO_7 ,	?	Ueberiodsäure = IO_7 ;

b) mit Wasserstoff:

Chlorwasserstoff = ClH ,	Bromwasserstoff = BrH ,	Iodwasserstoff = IH ,
Hydrochlorigsäure = Cl_2H ,	Hydrobromigsäure = Br_2H ,	Hydroiodigsäure = I_2H ;

c) mit Metallen z. B. mit Eisen:

Eisenchlorür = FeCl ,	Eisenbromür = FeBr ,	Eiseniodür = FeI ,
Eisenchlorid = Fe_2Cl_3 ,	Eisenbromid = Fe_2Br_3 und	Eiseniodid = Fe_2I_3 .

Das Chlor, Brom und Iod (über deren Gewinnungsweise, Eigenschaften und Vorkommen auf die zweite Abtheilung verwiesen wird) verbinden sich mit allen übrigen Elementen und zwar, namentlich das Chlor, in einigen Fällen, wie mit Wasserstoff oder Antimon, schon bei gewöhnlicher Temperatur unter Wärme- und Lichtentwicklung. Die Verbindungen heissen im Allgemeinen Chloride, Bromide oder Iodide, die mit den Metallen auch Chlor-, Brom- oder Iod-Metalle, besitzen einen entgegengesetzten chemischen Charakter, dem zu Folge sie sich zu Chloro-, Bromo- oder Iodosalzen vereinigen können, und heissen demnach Chloro-, Bromo- oder Iodo-Basen, die nur aus Metallen entstehen können, und Chloro-, Bromo- oder Iodo-Säuren; die Zusammensetzung dieser Basen oder Säuren zeigt in der Regel eine vollkommene Analogie mit der der Sauerstoffbasen und Sauerstoffsäuren, unterscheiden sich aber von denselben in ihrem Verhalten zu Wasser, denn während sich die Sauerstoffsäuren der Ametalle in Wasser ohne Veränderung lösen, wenn sie darin löslich sind, erleiden die analogen Verbindungen des Chlors, Broms und Iods eine Umänderung, und während die Oxyde der Erdmetalle und der schweren Metalle in Wasser vollkommen unlöslich sind, lösen sich die entsprechenden Verbindungen derselben Metalle mit Chlor, Brom oder Iod meist und in der Regel leicht in Wasser. Endlich haben die meisten der in Wasser löslichen Chlor-, Brom- oder Iodmetalle die Eigenschaft, aus diesen Lösungen zu krystallisiren und besitzen einen mehr oder minder salzigen Geschmack, verhalten sich also den löslichen Sauerstoffsalzen ähnlich, wesshalb eben ihre aciden Elemente Salzzeuger oder Salzbilder und ihre Verbindungen mit den Metallen Haloidsalze, zum Unterschied von den stets aus wenigstens drei Elementen bestehenden gewöhnlichen Salzen (Amphidsalzen), benannt werden.

In Betreff der näheren Bezeichnung der Chlor-, Brom- und Iodverbindungen nach ihrer basischen oder sauren Natur ist bis jetzt keine feste Bestimmung getroffen. Man benennt zwar die

Verbindungen mit dem Maximum an Chlor, Brom oder Iod den Oxyden analog Chloride, Bromide oder Iodide und wohl auch Superchloride, Superbromide und Superiodide, und die, welche den Oxydulen sind, analog Chlorüre, Bromüre und Iodüre, wohl auch in einigen Fällen Superchlorüre, Superbromüre oder Superiodüre, will aber nur hiermit die Verschiedenheit der Zusammensetzung ausdrücken und näher bezeichnen. Wir erlauben uns in Betreff der Bezeichnung der Chloro-, Bromo- und Iodobasen die Namen Chlorurüre, Bromurüre und Iodurüre, insofern sie den basischen Oxydulen analog sind, und Chlorurete, Bromurete und Iodurete, insofern sie den basischen Oxyden entsprechen, vorzuschlagen und für die Chloro-, Bromo- und Iodosäuren die gewöhnlich gebräuchlichen Namen Chlorüre, Bromüre und Iodüre, wenn sie in der Zusammensetzung den sauerstoffärmeren Säuren desselben Elementes entsprechen, und Chloride, Bromide und Iodide, wenn sie die höchsten sauren Verbindungsstufen darstellen, beizubehalten.

Die Verbindungen der Salzzeuger mit dem Wasserstoff zeichnen sich durch einen so auffallenden sauren Charakter aus, dass sie den mächtigsten Sauerstoffsäuren zur Seite gestellt werden können und Wasserstoffsäuren genannt werden (über die Natur derselben vergl. m. bei Wasserstoff auf S. 101 und 102).

Fluor

F = 19,0 oder 237,5.
(vergl. zweite Abth.).

Dieses Element ist für die Gruppierung unter die übrigen Ametalle ein Paradoxon; einerseits schliesst es sich nemlich dem Sauerstoff an, indem es selbst nicht säuerungsfähig, d. h. mit Sauerstoff nicht verbindbar ist und doch mit den übrigen Elementen sich entgegengesetzt verhaltende Verbindungen, Fluorobasen und Fluorosäuren, aus denen durch Vereinigung die Fluorosalze entstehen, bildet, andererseits hat es aber wieder eine grosse Analogie mit den Salzzeugern, indem es gleich diesen mit dem Wasserstoff in einem vollkommen analogen Verhältniss eine sehr mächtige Wasserstoffsäure bildet und auch mit den Metallen ganz analoge Verbindungen eingeht, unter denen sich aber die mit den Erdalkalimetallen von denen des Chlors, Broms und Iods schon dadurch unterscheiden, dass sie in Wasser vollkommen unlöslich sind. Zur Bezeichnung der Fluorobasen wollen wir der Salzzeuger entsprechend die Namen Fluorurüre und Fluorurete vorschlagen und für die den Fluorosäuren die gewöhnlichen Namen Fluorüre und Fluoride beibehalten.

2) Metallähnliche Elemente oder Metalloide.

a) *Organogene.*

Wasserstoff

$$H = 1,0 \text{ oder } 12,500.$$

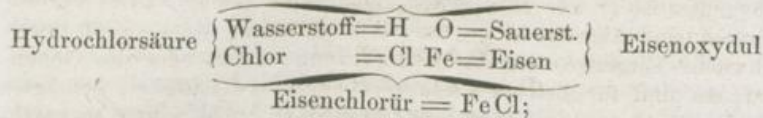
(vergl. zweite Abth.)

Der Wasserstoff zeigt unter allen Arten der Materie die grösste Sättigungscapacität, d. h. er tritt in der geringsten Menge mit den übrigen Elementen in Verbindung, wesshalb er auch allein (oder neben den Sauerstoffverhältnissen) bei der Aufstellung der Verhältnisszahlen oder Atomengewichte der Elemente und ihrer Verbindungen als Einheit angenommen wird. Er verbindet sich (mit Ausnahme des Bors) mit allen übrigen nicht metallischen Elementen und selbst auch mit Tellur, Arsen und Antimon, gewöhnlich nur mittelbar, aber sonst mit keinem anderen Metall. Die Verbindungen heissen Hydroide und sind im reinen Zustand bei mittlerer Temperatur und bei gewöhnlichem Luftdruck (mit Ausnahme des Wassers und einiger polymerer Kohlenwasserstoffe) luftförmig und werden bei niedriger Temperatur und starkem Druck tropfbarflüssig oder fest. In Betreff ihres allgemeinen chemischen Charakters sind sie theils von saurer, theils von indifferenten Beschaffenheit und die eine der Verbindungen mit Stickstoff zeigt unter Gegenwart von Wasser eine höchst basische Natur. Die sauren Hydroide führen den Namen Wasserstoffsäuren; aber keinesweges ist der Wasserstoff das säuernde Element darin, sondern vielmehr muss man das andere damit verbundene Element als das säuernde Princip betrachten. Bei der Einwirkung der Wasserstoffsäuren auf verschiedene Metalle treten diese mit dem aciden Radical zusammen und Wasserstoff wird abgeschieden. Auch verbinden sich diese Wasserstoffsäuren, die alle in Betracht ihrer Verbindungsverhältnisse gleichmässig zusammengesetzt sind (dem

Hydrochlorsäure = HCl, Hydrobromsäure = HBr u. Hydroiodsäure = HI,
Hydrothionsäure = HS, Hydroselensäure = HSe u. Hydrotellursäure = TeH.
ist), nicht in der Art der Sauerstoffsäuren mit den basischen Metalloxyden zu Amphidsalzen; es tritt vielmehr bei der Einwirkung der Wasserstoffsäuren auf Metalloxyde eine Zersetzung beider und die Bildung zweier neuer Körper, nemlich die eines Haloidsalzes und die von Wasser statt, indem der Wasserstoff der Wasserstoffsäure von dem Sauerstoff des Metalloxydes zu Wasser und das acide Radical von jener durch die metallische Grundlage des Oxydes gebunden wird, was sich am besten durch folgende Schemata und Formeln versinnlichen lässt.

Erzeugter Körper:

Wasser = HO

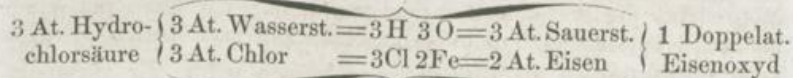


Eisenchlorür = FeCl;

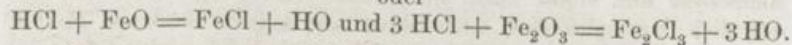
erzeugter Körper.

Oder

3 Atome Wasser = 3 HO

1 Doppelat. Eisenchlorid = Fe₂Cl₃;

oder



Insofern nun sehr viele Chlor-, Brom- und Iodmetalle beim Krystallisiren 1 Aequivalent Wasser mit aufnehmen, so war die ältere Ansicht über das Bestehen von chlorwasserstoffsäuren, bromwasserstoffsäuren und iodwasserstoffsäuren Metalloxyden wohl begründet, wie z. B. Eisenchlorür + Wasser oder FeCl + HO durch Trennung der Bestandtheile der binären Verbindungen und Ueberführung zu zwei neuen Verbindungen als chlorwasserstoffsäures Eisenoxydul oder FeO + HCl betrachtet werden kann. Aber jenes beim Festwerden aus den Lösungen aufgenommene Wasser ist nur Krystallwasser und lässt sich durch Erhitzen vollständig beseitigen, so dass Eisenchlorür zurückbleibt ganz von derselben Beschaffenheit, wie es bei der Einwirkung von Chlor auf die hinreichende Menge Eisen sich darstellen lässt. Ganz dieselbe Zersetzung wie bei den Wasserstoffsäuren der Salzzeuger tritt bei der Einwirkung der Wasserstoffsäuren der Kieszeuger auf Metalloxyde ein; auch hier wird ein Schwefel-, Selen- oder Tellurmetall und Wasser erzeugt.

Gegen die Basen der Salz- und der Kieszeuger verhalten sich aber die Wasserstoffverbindungen derselben wie eine Säure und diese verbinden sich mit jenen zu Amphidsalzen.

Stickstoff.

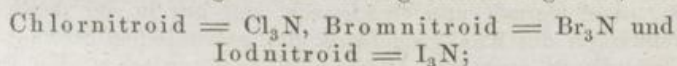
N oder Az = 14,0 oder 175,0.

(vergl. zweite Abth.).

Der Stickstoff ist in chemischer Beziehung eines der merkwürdigsten Elemente; im isolirten Zustand ist er nemlich der Ausdruck der vollkommensten chemischen Passivität, denn er kann sich

als solcher mit keinem anderen freien Element verbinden; nur im Moment seines eigenen Freiwerdens oder des eines anderen Elementes ist er zur chemischen Thätigkeit geneigt. Die Verbindungen sind aber meist so loser Beschaffenheit, dass sie oft durch schwache Einflüsse, wie durch Berührung, Licht oder die Gegenwart an und für sich zu geringer chemischer Thätigkeit geneigter Körper wieder aufgehoben, und zwar dann nicht selten so rasch, dass dadurch die heftigsten Explosionen veranlasst werden. Er bildet auf mittelbare Weise mit den meisten nicht metallischen Elementen und einigen Metallen die Stickstoffverbindungen oder Nitroide, die bei den Metallen wegen ihrer leichten, mit einer heftigen Explosion verbundenen Zersetzbarkeit auch Knallmetalle genannt werden.

Mit dem Sauerstoff verbindet sich der Stickstoff in vier Verhältnissen und bildet damit zwei indifferente Oxyde, das Stickstoffoxydul und das Stickstoffoxyd (NO und NO_2), und zwei saure Oxyde, die Salpetrigsäure und die Salpetersäure (NO_3 und NO_5), welche wiederum eine intermediäre Verbindung, die Untersalpetersäure oder Salpetrigsalpetersäure (NO_4 oder NO_3, NO_5) bilden können. Die Verbindungen des Stickstoffs mit den Salzzeugern sind analog zusammengesetzt, denn



diese Verbindungen werden auch Knallchlor, Knallbrom und Knalliod genannt, da sie sehr leicht, schon durch Berührung, unter einem heftigen Knall zersetzt werden. Mit dem Wasserstoff kann der Stickstoff vier Verbindungen bilden, von denen nur die eine, das Ammoniak (NH_3) für sich darstellbar und in Verbindung mit Wasser ein sehr mächtiger basischer Körper ist, während das Imid und das Amid (NH und NH_2) für sich nicht darstellbar sind und mit anderen Körpern, besonders mit organischen, ganz eigenthümliche Arten von Verbindungen (vergl. Chemie der zusammengesetzten Radicale) bilden, und endlich die wasserstoffreichste ebenfalls für sich nicht darstellbare Verbindung, das Ammonium (NH_4) als ein zusammengesetztes Metall betrachtet werden muss, dessen basisches Oxyd jenes mit Wasser verbundene Ammoniak ($\text{NH}_3 + \text{HO} = \text{NH}_4, \text{O}$) ist. Da nun die Verbindungen des Ammoniums sich ganz analog denen der Alkalimetalle verhalten, so wird seine nähere Betrachtung diesen angereiht und hiermit der Uebergang von der Chemie der einfachen Radicale zu der der zusammengesetzten gebildet.

Kohlenstoff

C = 6,0 oder 75,0.

(vergl. zweite Abth.)

Dieses Metalloid kommt in drei nach physikalischen Beziehungen verschiedenen Formen vor. Als Diamant stellt es den reinsten Kohlenstoff dar; dieser ist unter allen Körpern der härteste Stoff, in Oktaedern krystallisirt, vollkommen durchsichtig und farblos (im nicht ganz reinen Zustand etwas gefärbt und oft auch nicht vollkommen durchsichtig), von ungemein starker lichtbrechender Kraft und eigenthümlichem Glanz, von 3,5 spec. Gewicht und 0,1469 spec. Wärme, leitet nicht Elektrizität und geht bei der stärksten Hitze im sauerstofffreien Raum in schwarze Kohle über. Der Graphit ist eisenhaltiger Kohlenstoff, ziemlich weich, in sechsseitigen Säulen krystallisirt, undurchsichtig, von bleigrauer Farbe, 2,14 bis 2,97 spec. Gewicht und 0,207 spec. Wärme und ein guter Leiter der Elektrizität. Die anderen natürlichen und künstlich gewonnenen Kohlenstoffarten, wie Anthracit, Pflanzen- und Thierkohle und Russ sind mit Ausnahme des letzteren noch unreiner, ohne Spur von Krystallisation, undurchsichtig, schwarz, doch zuweilen metallglänzend, schlechte Leiter der Elektrizität, ohne Geruch und Geschmack und nur in der durch Zusammenwirken des Knallgasgebläse, des galvanischen Stromes und des Brennglases erzeugten Hitze oder auch zwischen den Polen einer aus wenigstens 500 Bunsen'schen Elementen bestehenden galvanischen Batterie schmelzbar und flüchtig.

Der Kohlenstoff verbindet sich mit den meisten nicht metallischen Elementen und mit den Metallen unmittelbar, aber dann stets bei ziemlich hoher Temperatur, oder mittelbar. Mit Sauerstoff in hinreichender Menge erhitzt bildet er die Kohlensäure (CO_2), die glühend mit Kohle in Berührung kommend in das indifferente Kohlenoxydgas (CO) verwandelt wird; aber ausser der Kohlensäure hat der Kohlenstoff noch vier saure Oxyde, nemlich die sowohl künstlich zu erzeugende, als auch im pflanzlichen und thierischen Organismus entstehende; ja selbst im Mineralreich mit oxydirtem Eisen verbunden vorkommende Oxalsäure (C_2O_3), die nur im Mineralreich vorkommende Honigsteinsäure (C_4H_3) und endlich zwei nur als Kunstproducte bekannte, die Rhodizinsäure und Krokonsäure (C_5O_5 und C_5O_3). Der Zusammensetzung des Kohlenoxydes und der Kohlensäure analog bildet der Kohlenstoff mit dem Wasserstoff zwei Verbindungen, den Einfach-Kohlenwasserstoff und den Doppelt-Kohlenwasserstoff (CH und CH_2), von denen der erstere in vielen polymeren Zuständen als Zersetzungsproduct organischer Verbin-

dungen auftritt, die in der Chemie der zusammengesetzten Radicale genannt werden. Mit den Kieszeufern, namentlich mit Schwefel, verbindet er sich bei hoher Temperatur unmittelbar zu Schwefelkohlenstoff (CS_2), der bei der analogen Zusammensetzung mit der Kohlensäure (gleich dieser gegen die basischen Oxyde) gegen basische Schwefelmetalle einen sauren Charakter äussert. Mit den Salzzeufern verbindet er sich in verschiedenen Verhältnissen; so mit Chlor dem Kohlenoxyd, der Oxalsäure und der Kohlensäure analog zu CCl , C_2Cl_3 und CCl_2 , von denen die mittlere Verbindung wegen ihres campherartigen Geruches künstlicher Campher genannt wird. Mit dem Stickstoff endlich bildet der Kohlenstoff ausser der Leimkohle (C_6N) die beiden Radicale Cyan (C_2N) und Mellan (C_6N_4), von denen das erstere sowohl mit Wasserstoff, als auch mit Schwefel zwei andere Radicale, das Uren (C_2NH) und das Rhodan (C_2NS_2) bildet.

Die Verbindungen des Kohlenstoffes mit den Metallen heissen Kohlenstoffmetalle oder Carbonide, sind jedoch nicht immer nach stöchiometrischen Verhältnissen zusammengesetzt und dann als Lösungen oder Mischungen von wirklichen Kohlenstoffmetallen in oder mit den Metallen zu betrachten.

b) Oryktogene.

a. Erzeuger.

Phosphor. Arsen. Antimon.
 $P = 31,0$ oder $387,5$. $As = 75,0$ od. $937,5$. $Sb = 122,0$ od. $1525,0$.
 (vergl. zweite Abth.)

Die Glieder dieser Gruppe lassen sich in Betreff ihres specifischen Gewichtes und ihres Sättigungsverhältnisses nicht so bestimmt wie die Kieszeufern und Salzbilder zusammenstellen, denn, da

	das specifische Gewicht und das Mischungsgewicht	
für Phosphor gefunden	1,770	31,0
„ Antimon „	6,715	122,0
	8,485	153,0

dividirt durch 2, also
 für Arsen berechnet 4,292 76,5
 in der Wirklichkeit aber 5,7 75,0
 ist, so bildet das mittlere Glied, das Arsen, nicht das arithmetische Mittel. Aber in Betracht ihrer Verbindungen mit den anderen Elementen bieten sie so viele Analogien, dass man sie füglich zu einer Gruppe vereinigen kann und die Vermuthung hegen darf, dass bei der Ermittlung des spec. Gewichtes und des Mischungsgewichtes bei dem einen oder dem anderen Glied Beobachtungs-

fehler gemacht oder die sich entsprechenden allotropischen Zustände nicht berücksichtigt worden sind (die schwarze Form des Phosphors hat ein spec. Gewicht von 2,1; diese Zahl *plus* der des spec. Gewichts des Antimons = 6,7 (also 8,8) giebt ein arithmetisches Mittel, welches sich schon mehr dem gefundenen spec. Gewicht des Arsens nähert). Als auffallend analoge Verbindungen der Erzeuger mit den anderen Elementen sind anzuführen:

a) mit Sauerstoff:

Unterphosphorigsäure = PO, Arsenoxyd = AsO, Antimonsuboxyd = SbO
 (wirklich Sb₂O₃),
 Phosphorigsäure = PO₂, Arsenigsäure = AsO₂, Antimonoxyd = SbO₂,
 Phosphorsäure = PO₃, Arsensäure = AsO₃, Antimonsäure = SbO₃;

b) mit den Salzzeugern, namentlich mit Chlor:

Phosphorchlorür = PCl₃, Arsenchlorür = AsCl₃, Antimonchlorür = SbCl₃,
 Phosphorchlorid = PCl₅, Arsenchlorid = AsCl₅, Antimonchlorid = SbCl₅;

c) mit den Kieszeugern, namentlich mit Schwefel:

Phosphorsulphür = PS₂, Arsensulphür = AsS₂, Antimonsulphür = SbS₂,
 Phosphorsulphid = PS₄, Arsensulphid = AsS₄, Antimonsulphid = SbO₄;

d) mit Wasserstoff:

Phosphorwasserstoff = PH₃, Arsenwasserstoff = AsH₃, Antimonwasserst. = SbH₃.

Von den Verbindungen des Phosphors mit Sauerstoff sind sämtliche, mit Ausnahme von Phosphorsuboxyd (P₂O), das indifferenten Beschaffenheit ist, sauer, von denen des Arsens zwei sauer und eine indifferent und von denen des Antimons die erste indifferent, die zweite basisch und die dritte sauer. Die Verbindungen mit den Salzzeugern und den Erzeugern verhalten sich gegen die analogen basischen Verbindungen anderer Elemente sauer und werden deshalb Phosphorsäuren, Arsenosäuren und Antimonosäuren genannt. Die Wasserstoffverbindungen sind sämtlich indifferenten und luftförmiger Beschaffenheit; die des Phosphors und die des Antimons bilden zwei Modificationen, ein von selbst entzündbares und ein nicht von selbst entzündbares Gas. Die Erzeuger lassen sich in vielen Fällen unmittelbar mit den Metallen verbinden, vernichten aber dabei nicht sehr auffallend deren physische Eigenschaften. Diese Verbindungen werden Phosphoride, Arsenide und Stibiide genannt.

β. Glaszeuger.

Bor und Kiesel

B = 11,0 oder 137,5. Si = 21,0 oder 262,50.

Bei dieser Gruppe scheint ein drittes Glied noch aufzufinden zu sein. In chemischer Beziehung sind Bor und Kiesel

dadurch analog, dass sie mit Sauerstoff und Fluor gleichartig zusammengesetzte Säuren, nemlich

Borsäure = BO_3 und Kieselsäure = SiO_3 und

Borfluorid = BF_3 „ Kieselfluorid = SiF_3

geben, dass ferner beide Sauerstoffsäuren mit verschiedenen basischen Oxyden eine grosse Reihe von einfachen und Doppelsalzen bilden, welche nach dem Schmelzen glasartig erstarren, und dass endlich die beiden Fluorverbindungen mit Fluorwasserstoffsäure selbst eine Doppelsäure darstellen, deren Wasserstoff bei der Einwirkung auf basische Oxyde den Sauerstoff unter Bildung von Kieselfluormetall oder Borfluormetall anzieht.

B. Die Metalle.

Diejenigen chemischen Grundstoffe, welche sich im Gegensatz zu den nichtmetallischen durch die Undurchsichtigkeit, durch den eigenthümlichen Glanz und durch die Eigenschaft, die Wärme und Elektrizität zu leiten, auszeichnen, werden Metalle genannt. Zu ihnen gehört die Mehrzahl der chemischen Grundstoffe, nemlich Aluminium, Aridium, Baryum, Beryllium, Blei, Calcium, Cerium, Chrom, Didymium, Erbium, Gold, Ilmenium, Iridium, Kadmium, Kalium, Kobalt, Kupfer, Lanthan, Lithium, Magnesium, Mangan, Molybdän, Natrium, Nickel, Niobium, Osmium, Palladium, Pelopium, Platin, Quecksilber, Rhodium, Ruthenium, Silber, Strontium, Tantal, Terbium, Thorium, Titan, Vanadium, Wismuth, Wolfram, Yttrium, Zink, Zinn und Zirkonium und ausser diesen die in ihrem chemischen Verhalten den Ametallen analogen und unter diesen erörterten Metalle, nemlich das Antimon, Arsen und Tellur.

Jene Eigenschaften finden sich aber nicht immer bei den Metallen vereinigt, wie z. B. das Gold in dünnen Lagen wenn auch nicht gerade durchsichtig, doch durchscheinend ist, und zeigen sich sogar an einigen wirklichen Ametallen; ferner haben einige Metalle in ihrem chemischen Verhalten sehr viel Analogie mit den nicht metallischen Stoffen, so dass demnach keine strenge Begrenzung zwischen beiden Arten der einfachen irdischen Materie aufgestellt werden kann, vielmehr Zwischenglieder vorkommen, die in gewisser Beziehung den nichtmetallischen Stoffen beigeordnet werden müssen, wie wir es mit dem Tellur, Arsen und Antimon gethan haben, da der chemische Hauptcharakter der Ametalle, mit dem Sauerstoff neben einigen indifferenten Verbindungen nur Säuren zu bilden, ihnen mit Ausnahme des Antimons, das auch ein basisches Oxyd bildet, zukommt.

Die nähere Betrachtung der physikalischen Eigenschaften der Metalle ergibt Folgendes. Sie sind mit Ausnahme des erst bei

— 40° erstarrenden Quecksilbers sämmtlich fest, lassen sich jedoch meist durch Einwirkung einer hohen Temperatur in den flüssigen, ja einige bei starker Erhitzung in den dampfförmigen Zustand überführen. Das Ueberführen in den flüssigen Zustand, d. h. das Schmelzen der Metalle findet bei sehr verschiedenen Temperaturgraden statt und man unterscheidet hiernach leicht schmelzbare Metalle, wie die Alkalimetalle, die schon unter dem Siedpunkt des Wassers flüssig werden, schmelzbare Metalle (im engeren Sinn), wie Zink, Kadmium, Blei, Wismuth, Zinn (und Antimon), die zwischen 200 und 400° schmelzen, schwierig schmelzbare Metalle, wie Kupfer, Silber und Gold, die erst bei und über 1000° schmelzen, strengflüssige Metalle, wie Mangan, Eisen, Nickel, Kobalt u. a., die erst bei dem stärksten anhaltenden Ofenfeuer schmelzen, und äusserst strengflüssige Metalle, wie Platin, Palladium, Molybdän, Chrom u. s. w., welche nur vor dem Sauerstoffgebläse schmelzen; zu den unschmelzbaren Metallen gehört das Iridium, da es weder vor dem Deflagrator, noch im Focus eines Brennsiegels flüssig wird. Metalle, die bei sehr starker Hitze erweichen und sich in diesem Zustand zu einem Ganzen vereinigen (schweissen) lassen, wie das Eisen, Palladium und Platin, heissen schweissbare Metalle (dieses Schweissen der Metalle ist von dem Löthen zu unterscheiden, das darin besteht, dass Stücke eines und desselben oder verschiedener Metalle durch das Hinzukommen eines zweiten oder dritten Metalles zu einem Ganzen vereinigt werden; beim Schweissen kommt nur die Adhäsion, d. h. die Kraft der Flächenanziehung, beim Löthen theils die Adhäsion, theils die chemische Affinität, d. h. die chemische Durchdringung an den Berührungsflächen ins Spiel).

Diejenigen Metalle, welche sich in höherer Temperatur verflüchtigen, heissen flüchtige Metalle und zwar leicht flüchtige Metalle, wenn sie sich schon bei gewöhnlichem Ofenfeuer in Dampf verwandeln lassen, wie Quecksilber (das übrigens schon bei gewöhnlicher Temperatur verdunstet, was durch die Thatsache hervorgeht, dass Gold einige Zolle hoch über Quecksilber in einem verschlossenen Gefäss aufgehängt nach einiger Zeit in Folge der chemischen Durchdringung mit Quecksilber, also durch Quecksilberdampf, weiss erscheint), Kalium, Natrium, Zink und Kadmium, schwer flüchtige Metalle aber, wenn bedeutendere und anhaltendere Hitzgrade zur Dampfbildung erforderlich sind. Feuerbeständige Metalle sind diejenigen, die bei keinem möglichen Hitzgrad verflüchtigt werden können.

Verschiedene Metalle finden sich natürlich krystallisirt, andere haben die Eigenschaft, entweder beim langsamen Uebergang aus

dem geschmolzenen in den festen Zustand oder bei der Verdichtung ihres Dampfes, einige auch bei der Zersetzung ihrer Verbindungen durch den galvanischen Strom bestimmte Formen anzunehmen und heissen dann krystallisirbare Metalle zum Unterschied von nicht krystallisirbaren Metallen, die bis jetzt in keinem Fall in einer krystallinischen Form erhalten werden konnten.

In Betreff der Dehnbarkeit und des Grades des Widerstandes, den die Metalle beim Druck mit anderen Körpern äussern, unterscheidet man dehnbare Metalle oder Ganzmetalle, wohin besonders Gold, Silber, Kupfer, Platin und Eisen, ferner als minder dehnbar Blei und Zinn gehören, und spröde Metalle, früher auch desshalb Halbmetalle benannt, wie z. B. Wismuth. Der Einfluss der Wärme verändert bei einigen Metallen die Dehnbarkeit und Sprödigkeit, wie z. B. Zink bei 100° sehr dehnbar, bei 150° aber so spröde ist, dass es sich pulverisiren lässt. Weiche Metalle nehmen beim Druck mit harten Körpern mehr oder minder leicht Eindrücke an, harte Metalle hingegen gar nicht oder nur schwierig.

Das specifische Gewicht dient jetzt noch zum Unterschied zweier Gruppen von Metallen, nemlich in schwere und leichte Metalle, während man früherhin den Begriff eines Metalles in Betreff der Eigenschwere dahin festsetzte, dass ein solches wenigstens sechsmal schwerer als Wasser sein müsse. Eben so wurde früherhin der Glanz als eine eigenthümliche Eigenschaft der Metalle betrachtet, aber abgesehen, dass auch nichtmetallische Stoffe, wie Selen, Iod und Kohlenstoff, einen solchen haben, finden wir ihn auch bei mehreren unorganischen Verbindungen, wie beim Schwefelkies, bei dem krystallinischen Zinnsulphid u. A., und selbst bei einigen organischen Körpern, wie z. B. beim Indig und Pittakall den herrlichsten Kupferglanz und wollen nur noch an den Farbenglanz des Gefieders bei vielen Vögeln erinnern.

Die Leitungsfähigkeit für Wärme und Elektrizität ist auch kein ganz charakterisches Zeichen für die Metalle, denn eines Theiles findet sich dieselbe bei einigen Ametallen ebenfalls, anderen Theiles fehlt sie oder ist nur im geringen Grade vorhanden, wie bei den Metallen, die bis jetzt noch nicht im cohärenten Zustand dargestellt worden sind. Da nun aber bei den Ametallen, wenn diese Leitungsfähigkeit für Wärme und Elektrizität zeigen, es solche sind, welche sich in einem sehr dichten Zustand befinden, so lässt sich wohl annehmen, dass diese Eigenschaften von dem Aggregatzustand der irdischen Materie abhängig sind. Auch die Vergrößerung der Raummasse der Metalle durch den Einfluss der Wärme ist gewöhnlich, wie bei den Ametallen und namentlich bei den Gasarten, für eine Reihe von Temperaturgraden constant. In Be-

treff der Leitungsfähigkeit für Wärme und Electricität wird dieselbe durch

100	und	93	beim Gold,
97	„	73	„ Silber,
93	„	16	„ Platin,
90	„	100	„ Kupfer,
37	„	16	„ Eisen,
36	„	28	„ Zink,
30	„	15	„ Zinn,
18	„	8	„ Blei,
?	„	3	„ Quecksilber und
?	„	1,3	„ Kalium

ausgedrückt. Für Magnetismus empfänglich und selbst magnetisch werdend sind nur Eisen, Nickel und Kobalt, die deshalb die magnetischen Metalle genannt werden.

Als etwas Unverändertes löst sich kein Metall in irgend einer Flüssigkeit; daher zeigen sich die Metalle in den sog. indifferenten Lösungsmitteln als vollkommen unauflöslich. Dieses Verhalten gegen Wasser, Weingeist, Aether und Oele als indifferenten Lösungsmitteln lässt sich wohl als ein Unterscheidungszeichen der Metalle von den Nichtmetallen hinstellen, weil letztere, nemlich die gasförmigen Elemente und die Salzzeuger vom Wasser absorbirt oder gelöst werden, Schwefel und Selen, so wie auch Phosphor in fetten Oelen löslich sind, aber auch hier finden wir in dem Kohlenstoff, Kiesel und Bor (so wie im Tellur, Arsen und Antimon), also unter den eigentlichen Metalloiden in allen indifferenten Lösungsmitteln unlösliche Stoffe. Jede Lösung oder sonstige Veränderung eines Metalles in irgend einer Flüssigkeit ist stets Folge einer chemischen Verbindung mit irgend einem Bestandtheil des Lösungsmittels. Aber in diesem Verhalten zeigen die Metalle eine grosse Verschiedenheit, denn einige erleiden schon durch Wasser bei gewöhnlicher oder erhöhter Temperatur Veränderungen, denen zu Folge sie entweder im Wasser gänzlich verschwinden oder als neue Körper ungelöst erscheinen; andere verschwinden im Wasser, wenn diesen irgend eine Säure zugesetzt ist; noch andere bedürfen aber zur Umänderung sehr mächtiger Agentien und einige wenige zeigen sich selbst in den kräftigsten Lösungsmitteln unverändert. Durch solche Veränderungen werden die wichtigsten Verbindungen der Metalle mit den nichtmetallischen Elemente erzeugt, deren Entstehungsweisen und allgemeinen Eigenschaften im Nachstehenden beschrieben werden. Die Eintheilung der Metalle und die Erörterung ihrer besonderen Verbindungen wird dadurch verständlicher und kürzer gefasst.

Verbindungen der Metalle.

Oxyde oder Sauerstoffmetalle.

Als Oxyde, sowohl für sich als auch mit anderen sauren oder basischen Oxyden verbunden, finden sich die meisten Metalle in der Natur vor; nur Gold, Silber, Quecksilber, Platin und die mit letzterem verwandten Metalle kommen niemals als Oxyde, sondern entweder gediegen, d. h. für sich (auch mit anderen Metallen) oder mit anderen nichtmetallischen Stoffen verbunden vor.

Die Affinität der Metalle zum Sauerstoff ist so gross, dass sich die grössere Zahl derselben, mit Ausnahme von Gold, Silber und Platin (und einiger der mit letzterem verwandten Metalle), mit demselben unmittelbar, aber in der Regel nur bei erhöhter Temperatur verbinden lässt. Aus diesem Verhalten gegen Sauerstoff hat man den Unterschied von edlen Metallen, nemlich solchen, die sich nicht unmittelbar mit dem Sauerstoff verbinden lassen und wohin Gold, Silber, Platin und einige der mit letzterem verwandten Metalle gehören, und von unedlen Metallen gemacht; die Uebergangsglieder zwischen beiden Gruppen bildet das Quecksilber und Nickel, weil diese sich bei einer gewissen Temperaturerhöhung mit dem Sauerstoff unmittelbar verbinden können, aber wie die auf anderweite gebildeten Oxyde der edlen Metalle den Sauerstoff bei erhöhter Temperatur oder, wie das Quecksilberoxyd, auch beim Einfluss von Licht wieder abgeben. Auf mittelbare Weise lassen sich alle Metalle mit Sauerstoff verbinden, die Mittel und Wege zur Bildung von Oxyden sind jedoch verschieden, wenn auch ein und dasselbe Metall auf sehr verschiedene Weise oxydirt werden kann. Die verschiedenen Oxydationswege der Metalle sind folgende:

Der Galvanismus: bei der Berührung zweier Metalle und der dadurch hervorgerufenen galvanischen Thätigkeit wird in der Regel die Affinität eines der beiden Metalle zum Sauerstoff wenigstens in so weit erhöht, dass es bei Gegenwart leicht desoxydirbarer Körper weit schneller oxydirt wird, als es ohne die Gegenwart des zweiten Metalles, das dabei selbst weniger empfänglich zur Verbindung mit Sauerstoff gemacht wird, geschehen würde.

Das Wasser und die Kohlensäure: diese beide vermitteln oft gemeinschaftlich die Verbindung der Metalle mit dem Sauerstoff. Sie finden sich beide stets in der freien atmosphärischen Luft und verursachen das Rosten des Eisens, das Anlaufen und Blindwerden des Kupfers, Bleis und mehrerer anderer Metalle, Erscheinungen, die durch nichts weiter als durch die Bildung von Oxyden an der Oberfläche der Metalle veranlasst und die oft