

Einleitung.

Auf zwei fundamentalen Gesetzen baut sich unsere gesamte moderne Naturwissenschaft auf: Dem Gesetze von der **Erhaltung der Materie** und dem von der **Erhaltung der Energie**.

Das Gesetz von der Erhaltung des Stoffes oder der Materie sagt aus, daß der Gesamtvorrat des Universums an Materie unveränderlich ist. Von dem vorhandenen Stoffe kann nichts vernichtet, nichts kann ihm hinzugefügt werden. Was uns in unseren Beobachtungen als Neuschaffung, als Vernichtung erscheint, ist nichts als eine Umwandlung, eine Veränderung der Form. Der Kristall, der wächst und sich vergrößert, entsteht nicht, sondern bildet sich nur aus den uns vorher unsichtbaren Partikeln der Flüssigkeit, in der er wächst, zu neuer Form um; die Kerze, die verbrennt, verbrennt nur für unser Auge zu einem Nichts; aus der in ihr enthaltenen Kohle entsteht durch die Verbrennung gasförmiges, für uns nicht wahrnehmbares Kohlendioxyd. Aber was unser Auge nicht sieht, zeigen uns andere Mittel. Leiten wir die Luft, in der eine Kerze verbrannt ist, in Kalkwasser, so trübt es sich, indem sich das Kohlendioxyd mit dem Kalziumhydroxyd verbindet, und sich kohlen-saurer Kalk abscheidet. Das Gewicht des Gefäßes mit Kalkwasser wird vermehrt. Für die Chemie ist die Gewißheit dieser Unvergänglichkeit der Materie von der allergrößten Bedeutung; nur diese feste Basis, daß bei allen chemischen Reaktionen das Gesamtgewicht sich nicht verändert, erlaubt ihr, die

chemischen Prozesse mit der Wage zu untersuchen und damit ihre Ergebnisse auf feste, zahlenmäßig belegbare Fundamente zu stellen.

Nicht minder wichtig ist das zweite Fundamentalgesetz, das wir dem Genie Julius Robert Meyers¹⁾ und dessen Ausbau wir Helmholtz verdanken, das Gesetz der Erhaltung der Kraft oder besser der Energie. Energie ist die Fähigkeit, Arbeit zu leisten. Der menschliche Muskel, der einen Stein hebt, leistet Arbeit, der fallende Dampfhammer, der eine Panzerplatte schmiedet, der überhitzte Dampf, der die Lokomotive treibt, der elektrische Strom, der das Wort über Tausende von Meilen trägt, das Licht, das auf der photographischen Platte malt, sie alle leisten Arbeit und setzen dabei Energie um. Und dafür gilt das Gesetz: Die Gesamtmenge der Energie ändert sich niemals, nur ihre Erscheinungsform wechselt. Unter den uns bekannten Energieformen: Mechanische Energie²⁾, Wärme, Licht, Elektrizität, chemische Energie, herrscht ein fortwährender Umtausch, bei dem scheinbar Energiemengen verschwinden; der genauesten Untersuchungen hat es bedurft, nachzuweisen, daß dieses Verschwinden eben nur scheinbar ist. Ein Beispiel möge das erläutern. In der Kohle ist chemische Energie aufgespeichert. Ein Funke setzt die Kohle in Brand: ihre chemische Energie setzt sich in Wärmeenergie um, die nun imstande ist, Wasser in Dampf zu verwandeln und damit eine Dampfmaschine zu treiben, also mechanische Arbeit zu leisten, Bewegungsenergie, lebendige Kraft zu erzeugen. An die Dampfmaschine ist ein Dynamo gekuppelt, der die Bewegungsenergie in elektrische umwandelt, die nun ihrerseits vielleicht Glühlampen speist, also Lichtenergie liefert, oder zur elektrischen Heizung dient, also wieder Wärme produziert, oder Metalle aus ihren Salzen ausscheidet, also wieder chemische

1) Arztes in Heilbronn, der um 1844 zuerst das Gesetz aufstellte und dafür fast ins Irrenhaus gesperrt worden wäre.

2) Näheres hierüber s. in den Lehrbüchern der Physik.

Energie erzeugt. Bei allen diesen zahlreichen Umwandlungen **bleibt die Energiemenge konstant**. In der Praxis entstehen freilich Verluste, indem sich ein Teil der vorhandenen Energie in Formen umsetzt, welche dem Nutzeffekt nicht zu gute kommen, wie z.B. Reibung, Strahlung, Stromverluste. Diese beiden Gesetze bilden also das Fundament der ganzen Naturwissenschaft. Wodurch ist nun die Sonderstellung der Chemie begründet, worin liegen ihre Grenzen gegen andere Wissenschaften?

Begriff und Inhalt des Namens „Chemie“ heute scharf zu umgrenzen, ist eine fast unlösbare Aufgabe. Die Grenzlinien, welche unsere Wissenschaft von der Physik scheiden, sind heute so verwischt, so viele Erscheinungen lassen sich ohne Zwang in beiden Disziplinen behandeln, ja müssen sogar in beiden behandelt werden, daß eine wirklich exakte Bestimmung des Begriffes „Chemie“ undenkbar ist. Gerade die Grundlagen unseres Lehrgebäudes, die Atomtheorie und die Theorie der chemischen Affinität, gehören so gut wie völlig dem Gebiet an, das wir als „physikalische Chemie“ bezeichnen. Sehen wir indessen von diesen Grenzfällen ab, so läßt sich allerdings noch leicht der Unterschied zwischen physikalischen und chemischen Vorgängen konstruieren. Physikalische Vorgänge sind solche, die nur in der **Anordnung** der kleinsten Elemente eines Körpers Änderungen bewirken, nicht aber diese kleinsten Partikeln selbst einem sie verändernden Prozesse unterwerfen. Die Physik beschäftigt sich mit den Änderungen des Zustandes der Stoffe, die Chemie mit den Änderungen der Stoffe selbst. Magnetisiertes Eisen bleibt Eisen, zur Weißgut erhitztes Platin ändert seine innerste Natur nicht, Eis ist Wasser.

Beim Aufhören der die physikalische Änderung bedingenden Ursache geht ferner der Körper wieder in den alten Zustand zurück. Anders bei einem chemischen Vorgang. Wenn wir Eisenfeile und pulverisierten Schwefel mischen, so erhalten wir ein Gemenge beider

Stoffe, in dem Eisen- und Schwefelteilchen leicht von einander getrennt werden können; z. B. läßt sich das Eisen mit Hilfe des Magneten entfernen, der Schwefel in einigen Lösungsmitteln auflösen. Bleibt das Gemisch trocken, so läßt es sich Jahre lang unverändert aufbewahren; sobald es aber feucht wird, oder noch schneller beim Erhitzen, verwandelt es sich in eine homogene schwarze Masse, in der durch keinerlei physikalische Methoden mehr Eisen und Schwefel nachweisbar sind. Ein völlig neuer Körper, eine chemische Verbindung, das Schwefeleisen, ist das Resultat des Prozesses, entstanden durch Vereinigung der Bestandteile des Gemenges von Schwefel mit Eisen, die es also gebunden enthält.

Für die physikalischen Vorgänge, bei denen das Schwefeleisen etwa eine Rolle spielt, ist das völlig gleichgültig. Die Physik rechnet mit ihm als einem einheitlichen Körper, dessen Farbe, Glanz, Dehnbarkeit, Leitungsvermögen für Wärme und Elektrizität, Durchsichtigkeit, Brechungsexponenten etc. etc. als „physikalische Konstanten“ sie bestimmt. Für sie ist es ein „Individuum“. Nicht so für die Chemie. Sie schaut tiefer, sie entdeckt, daß dieser scheinbar homogene Körper aus zwei verschiedenen einfacheren Körpern zusammengesetzt ist.

Zwei Methoden hat die Chemie, um diesen Nachweis zu führen, die **Analyse** und die **Synthese**. Erstere sucht ein gegebenes physikalisches Individuum zu sprengen, es in seine Bestandteile zu zerlegen; glückt dies, so ist der Beweis geführt, daß der Körper aus den gewonnenen Bruchstücken bestanden hat; die Synthese hat nachzuprüfen, ob es gelingt, durch Aufbau, durch Vereinigung der Bruchstücke den ursprünglichen Körper wiederherzustellen. Natürlich kann auch die Synthese das primäre sein, den Aufbau bewirken, und Aufgabe der Analyse ist es dann, zu kontrollieren, ob das gewonnene Produkt sich in der Tat wieder in die alten Komponenten spalten läßt. So haben wir durch Erhitzen des Gemenges von Schwefel und Eisen synthese-

tisch ein Produkt erhalten, das wir Schwefeleisen benannt und als chemische Verbindung hingestellt haben; den Beweis für die Richtigkeit dieser Behauptung können wir dadurch erbringen, daß wir durch geeignete analytische Methoden aus dem Schwefeleisen Schwefel und Eisen darstellen.

Schwefel und Eisen sind also chemisch einfacherer Natur als Schwefeleisen. Sind sie aber absolut einfach? A priori ist sehr wohl denkbar, daß nun auch diese beiden Körper nicht chemische Individua, sondern noch weiter zerlegbar oder aus anderen einfacheren synthetisch erhältlich sind. Soweit aber unsere Kenntnisse reichen, sind sie es nicht: Schwefel und Eisen sind chemisch einfache Körper, die nicht weiter zerlegt werden können. Wir nennen solche einfachen Körper **chemische Elemente**. Ihrer sind heute ca. 70 bekannt, von denen die wichtigsten Sauerstoff, Kohlenstoff, die Metalle sind. Aus diesen 70 Elementen in mannigfachsten Kombinationen setzen sich sämtliche Stoffe der Erde zusammen, indem immer 2, 3 oder mehr Elemente sich miteinander verbinden.

Der Bequemlichkeit halber hat man für die einzelnen Elemente Symbole eingeführt, z. B. Wasserstoff (Hydrogenium) = H, Sauerstoff (Oxygenium) = O, Chlor = Cl etc. Die Kombinationen dieser Elemente in den Verbindungen bezeichnen die sog. chemischen Formeln, z. B. Fe Eisen, S Schwefel, also FeS Schwefeleisen.

Bei diesen Kombinationen spielen nun nicht nur die Art und Zahl der sich verbindenden Elemente eine Rolle, sondern vor allem die Mengenverhältnisse der einzelnen Komponenten. So konnte eine fruchtbringende Forschung erst dann beginnen, als die Wissenschaft anfang, mit Wage und Maß an das Studium der chemischen Verbindungen heranzugehen; und Laurent Lavoisiers¹⁾ unsterbliches Verdienst ist es, der quantitativen Forschung durch seine Arbeiten

1) Hingerichtet 1792.

über das Wasser den Weg gewiesen zu haben, der allein zum Ziele führte.

Wasserstoff und Chlor vereinigen sich im Licht zu Chlorwasserstoff. Man mag nun die Versuchsbedingungen modifizieren, soviel man will: Stets vereinigen sich genau 1 Volum Wasserstoff mit 1 Volum Chlor. Jedweder Überschuß des einen oder anderen Elementes bleibt unangetastet. Bei dieser Vereinigung bleibt das frühere Gesamtvolum ungeändert. 1 Liter Chlor + 1 Liter Wasserstoff geben 2 Liter Chlorwasserstoff.

Nehmen wir an Stelle des Chlors Sauerstoff, so verläuft der Vorgang anders. Es vereinigen sich stets und unabänderlich 2 Volume Wasserstoff mit 1 Volum Sauerstoff zu Wasser. Hierbei werden aber auch nur 2 Volume Wasserdampf gebildet.¹⁾ Das Gesamtvolumen vermindert sich also um $\frac{1}{3}$, aus 2 Litern Wasserstoff + 1 Liter Sauerstoff werden 2 Liter Wasserdampf. Genau so ergeben 1 Liter Stickstoff und 3 Liter Wasserstoff ebenfalls nur 2 Liter Ammoniak; und genau so verläuft bei allen Gasen der Prozeß: Es werden unter allen Umständen 2 Volume der neuen Verbindung gebildet.

Zur Ausführung dieses Versuches füllt man einen graduierten Glaszylinder bis an den Rand mit Quecksilber, stülpt ihn unter Quecksilber um und läßt nun die gewünschten Gasvolumen in den Zylinder eintreten. Vereinigt man nun die Gase, z. B. durch den elektrischen Funken, so kann man das neugebildete Volumen an der Stellung des Quecksilbers ablesen.

Wohin verschwinden die scheinbar verloren gegangenen Gasvolumen? Oder vielmehr wohin verbergen sie sich, denn daß sie de facto vorhanden sind, zeigt jede Wage, die das unveränderte Gewicht des Ganzen angibt. Zur Erklärung dienen folgende theoretische

1) Natürlich oberhalb 100°C , weil sonst das Wasser sich verdichten würde.

Betrachtungen, die die Grundlage unseres ganzen Lehrgebäudes bilden:

Wir nehmen eine gewisse Quantität einer chemischen Verbindung, sagen wir Chlorwasserstoff (Salzsäure). Wir können nun diese Quantität verkleinern, in beliebige Teile teilen, diese Teile weiter teilen und so fort. Diese Teilung muß ein Ende nehmen; wir müssen schließlich auf eine Grenze kommen, wo ein weiteres Teilen nicht mehr möglich ist.

Dies muß der Fall sein, da bis in die Unendlichkeit fortgesetzte Teilung zu Partikeln von unendlicher Kleinheit führen würde; und diese könnten niemals endliche Massen bilden.

Wir finden also, daß die Salzsäure — und ebenso natürlich alle andern Substanzen — aus einer Anzahl kleinster, unteilbarer Partikelchen besteht; und diese mechanischen Urbestandteile der Körper nennen wir **Moleküle**¹⁾. Die Salzsäure also besteht aus Molekülen, von denen jedes einzelne Träger der Eigenschaften der Salzsäure ist. Jedes dieser Moleküle ist noch Salzsäure; nun wissen wir aber, daß Salzsäure aus Chlor und Wasserstoff besteht; ergo muß auch das Salzsäuremolekül aus Chlor und Wasserstoff bestehen: das unzerlegliche Molekül besteht doch noch aus zwei Teilen. Um dieses Dilemma zu lösen, hat man angenommen, daß die Moleküle zwar mechanisch unteilbar sind, daß sie aber doch noch chemisch teilbar sind. Diese chemischen Grundpartikeln bezeichnen wir als **Atome**²⁾. Freie Atome sind im allgemeinen nicht existenzfähig, also wird man auch in den Elementen selbst ihren Zusammenschluß zu Molekülen annehmen. Bei vielen Elementen, z. B. den meisten gasförmigen, läßt sich in der Tat nachweisen, daß ihre Moleküle aus zwei Atomen bestehen. Das Resultat unserer Betrachtung ist also folgendes:

Alle Körper bestehen aus mechanisch un-

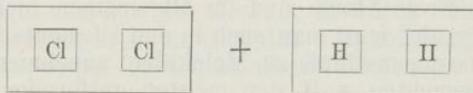
1) Moleculum v. moles die Masse.

2) ἄ privativum mit τέμνειν schneiden, teilen.

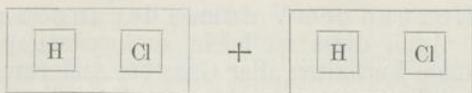
teilbaren kleinsten Teilchen, den **Molekülen**; diese sind wieder zusammengesetzt aus den chemischen Grundeinheiten, den **Atomen**. Bei chemischen Elementen sind die Atome gleich, bei Verbindungen verschieden.

Nach diesen Auseinandersetzungen müssen wir auch unseren schon des öfteren gebrauchten Symbolen für die Elemente einen anderen Sinn unterlegen. Sie bedeuten uns nicht mehr bloß das Vorhandensein des Elementes, sie haben nicht mehr bloß qualitative Bedeutung; sie versinnbildlichen jetzt eine Quantität, nämlich ein Atom des Elementes; O ist also ein Atom Sauerstoff, H ein Atom Wasserstoff, Cl ein Atom Chlor. Und wir schreiben sie in den sogenannten chemischen Formeln nur in diesem Sinne. Also bedeutet z. B. die Formel HCl eine Verbindung eines Atoms H mit einem Atom Cl zu einem Molekül HCl, H₂O diejenige von zwei Atomen H mit einem Atom O zu einem Molekül H₂O. So muß die chemische Formel eines Elementes auch die Molekularformel sein, z. B. O₂, Cl₂, da ja auch diese Moleküle 2 Atome enthalten.

Wie haben wir uns nun den Vorgang einer chemischen Reaktion vorzustellen, z. B. zwischen Chlor und Wasserstoff? Wir haben ein Chlormolekül, das aus 2 Chloratomen besteht, und ein Wasserstoffmolekül, das aus 2 Wasserstoffatomen besteht:

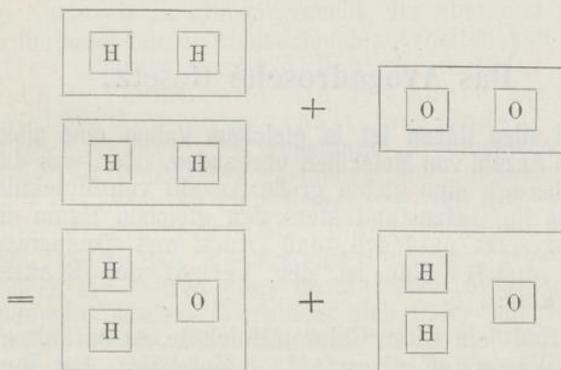


Jetzt tritt die „Reaktion“ ein. Zu diesem Zweck müssen die Moleküle sich spalten; momentan werden die Atome frei, um sich sofort in anderer Weise wieder zusammenzuschließen, sodaß Chlorwasserstoffmoleküle entstehen.



Zwei Moleküle sind in Reaktion getreten, zwei andere sind das Resultat. Ihre Anzahl bleibt unverändert. Ein anderes Beispiel!

Aus 2 Molekülen Wasserstoff und einem Molekül Sauerstoff bilden sich 2 Moleküle Wasser nach folgendem Schema:



Die Zahl der Moleküle ist während der Reaktion nicht unverändert geblieben: aus drei ursprünglich vorhandenen Molekülen sind zwei geworden. Die Anzahl der Atome ist unverändert, nur ihre Anordnung in den Molekülen hat sich geändert.

Was wir hier mit einem oder wenigen Molekülen vorgenommen haben, vollzieht sich in derselben Weise mit Tausenden und Millionen von Molekülen.

Nur ein Glied der Kette zwischen unseren letzten Molekularbetrachtungen und der vorhin empirisch konstatierten Tatsache, daß 2 Volume Wasserstoff mit 1 Volum Sauerstoff 2 Volume Wasserdampf geben, fehlt uns noch: die Beziehung zwischen den

Molekülen und dem Volumen der angewandten Stoffe. Auch diese ist leicht zu konstatieren: Das gleichmäßige Verhalten aller Gase bei Änderungen von Druck und Temperatur machte es sehr wahrscheinlich, daß bei allen Gasen die Elementarteilchen sich in gleichen Entfernungen befinden, und dies in Verbindung mit der Molekulartheorie drückt jene berühmte Hypothese aus, die fast sicher erwiesen ist, da sie sich mit allen chemischen Vorgängen vorzüglich deckt, die Avogadro'sche Hypothese, oder wie man sie jetzt meist nennt:

Das Avogadro'sche Gesetz:

Bei allen Gasen ist in gleichem Volum eine gleich grosse Anzahl von Molekülen vorhanden, oder, was dasselbe besagt, eine gleich große Anzahl von Molekülen nehmen im Gaszustand stets den gleichen Raum ein, vorausgesetzt natürlich, daß Druck und Temperatur gleich sind.¹⁾ Nun ist der Verlauf der Reaktion völlig klar:

Enthält ein Liter Chlor n Moleküle, so enthält ein Liter Wasserstoff ebenfalls n Moleküle. Bei ihrer Vereinigung erhalten wir $2 n$ Moleküle = 2 Liter Chlorwasserstoff. Dagegen ergeben 2 Liter Wasserstoff = $2 n$ Moleküle + 1 Liter Sauerstoff = n Moleküle nur 2 n Moleküle. Diese $2 n$ Moleküle können also auch nur den Raum von 2 Litern einnehmen.

Und nun sehen wir, warum es notwendig war, auch in den Elementarmolekülen noch eine Zusammensetzung aus Atomen anzunehmen, anzunehmen, daß freie Atome nicht existenzfähig sind²⁾. Gesetz, die elementaren Gase beständen aus freien Atomen, so würden z. B. ein Liter Chlor p Atome und ein Liter Wasserstoff ebenfalls p Atome enthalten. Vereinigen sich nun diese beiden, so würden im ganzen p Moleküle Chlorwasserstoff entstehen, die

1) Man berechnet alle Vorgänge in Gasen auf 0° und den Normaldruck einer Atmosphäre, 760 mm Quecksilber.

2) Eine Ausnahme stellt z. B. das Quecksilber im Gaszustande dar, s. d.

nun auch nur einen Liter ausfüllen würden. Da dies aber nicht der Fall ist, sondern es 2 Liter bleiben, so ergibt sich daraus, daß auch Chlor und Wasserstoff nicht in freien Atomen, sondern in Molekülen mit je 2 Atomen vorhanden sein müssen.

Haben wir so einen direkten Zusammenhang zwischen Anzahl der Moleküle und Volumen der Gase gefunden, so bleibt uns noch die viel wichtigere Aufgabe, die Beziehungen zwischen den Molekülen resp. Atomen und den Gewichtsverhältnissen der chemischen Verbindungen aufzuklären.

Schon im Anfange dieses Jahrhunderts hatte Proust den Nachweis zu führen gesucht, der aber erst durch die umfassenden, epochemachenden Arbeiten von Berzelius erbracht wurde, daß sich in jeder chemischen Verbindung die Elementestets in gleichem Gewichtsverhältnisse finden. Dies ist das Gesetz der **konstanten Proportionen**. Mit einem Teil Wasserstoff verbinden sich unfehlbar stets 35,5 Teile Chlor, 80 Teile Brom, 127 Teile Jod, 8 Teile Sauerstoff, 4,7 Stickstoff etc. Doch spielen diese Zahlen nicht bloß in den Wasserstoffverbindungen eine Rolle, sondern sie kehren stets unwandelbar in allen Verbindungen wieder. Verbindet sich Chlor mit Jod, so entsteht wieder eine Verbindung, in der sich 35,5 Teile Chlor mit 127 Teilen Jod binden. Diese Zahlen stellen die Verbindungsgewichte der Elemente dar. Solche hat man auch früh schon für viele Elemente gefunden.

Doch ist das Gesetz, das man auch so formulieren kann: die Elemente verbinden sich stets im Verhältnis ihrer Verbindungsgewichte, in dieser Form zu eng. Denn es gibt Elemente, die untereinander mehrere Verbindungen eingehen, z. B. Schwefel und Sauerstoff, Stickstoff und Sauerstoff. In diesen Fällen sind natürlich die Proportionen nicht konstant, aber sie stehen dann in einem einfachen Verhältnis miteinander, im Verhältnis der Vielfachen einer rationalen Zahl. So binden z. B. 127 Teile Jod sowohl 35,5 Teile Chlor, als auch $3 \times 35,5$ Teile Chlor; Schwefel (32 Teile) sowohl 2×16 , als 3×16 Teile

Sauerstoff. Dies Gesetz heißt das Gesetz der multiplen Proportionen.

Die Atomtheorie erklärt all dies ohne weiteres. Wenn sich eben stets ein Atom, also ein unveränderlich festgelegter Massenteil eines Elementes mit einem andern Atom vereinigt, so muß die Gewichtsproportion eine konstante sein. Die multiplen Proportionen erklären sich dadurch, daß z. B. ein Atom Schwefel sowohl zwei Atome Sauerstoff, als auch drei Atome Sauerstoff binden kann. Es entstehen dabei zwei ganz verschiedene Körper, Schwefeldioxyd und Schwefeltrioxyd, in denen natürlich die Gewichtsmengen des Sauerstoffs sich wie 2:3 verhalten. Durch die Atomtheorie wird aus dem vagen Begriff des Verbindungsgewichtes das feststehende Maß des Atomgewichtes, denn mit der Vorstellung eines Atoms als eines Massenteils ist notwendig die Vorstellung eines Gewichtsteils verbunden. Es handelt sich jetzt also um die Aufgabe, für diese Gewichtsverhältnisse wirklich vergleichbare Werte zu schaffen. Dazu brauchen wir vor allem einen Einheitswert und ferner Methoden, um die Gewichte der übrigen Atome, bezogen auf diesen Einheitswert, zu ermitteln, also **Methoden zur Bestimmung der Atomgewichte**.

Der Weg nun, der zu dem Ziele führt, die Atomgewichte einiger Elemente in bezug auf eine Einheit zu finden, ist einzig die Untersuchung gasförmiger Stoffe. Zwei Gesetze gelten für alle Gase:

1) Das **Boyle-Mariotte-Gay Lussacsche Gesetz**: Das Volumen aller Gase ist direkt proportional der Temperatur und umgekehrt proportional dem auf ihnen lastenden Druck.

2) Das **Avogadrosche Gesetz** (s. o.). Bei allen Gasen enthalten gleiche Volumina eine gleiche Anzahl von Molekülen.

Wenn nun alle Gase in gleichen Raunteilen gleich viel Moleküle enthalten, so gelten alle Beziehungen, die wir zwischen den Volumverhältnissen der Gase feststellen, ohne Änderung auch für jedes einzelne Molekül.

Nun lassen sich unter Berücksichtigung des gleichen Verhaltens der Gase gegen Druck und Temperatur durch Wägung leicht ihre Gewichtsverhältnisse feststellen.

Das leichteste aller Gase ist der Wasserstoff. Deshalb beziehen wir auf ihn die übrigen Gasgewichte, die spezifischen Gewichte, die sog. „Dampfdichten“¹⁾ oder Gasdichten der Gase.

Wiegt also 1 Liter Wasserstoff „1“, so wiegt nach den Resultaten der Untersuchungen:

1 Liter Sauerstoff	16 ²⁾
1 „ Stickstoff	14
1 „ Chlor	35,5

Hiermit ist nun ohne weiteres das Atomgewicht des Elementes gefunden. Wiegt ein Liter Sauerstoff 16 mal so viel als ein Liter Wasserstoff, so wiegt ein Molekül Sauerstoff 16 mal so viel als ein Molekül Wasserstoff (nach dem Avogadro'schen Gesetz); und da wir sahen, daß die Moleküle zweiatomig sind, auch jedes Atom Sauerstoff 16 mal so viel als ein Atom Wasserstoff. Das Atomgewicht des Sauerstoffes, berechnet auf Wasserstoff = 1, ist also 16; genau so das des Stickstoffs = 14, des Chlors = 35,5.

Das Atomgewicht der gasförmigen Elemente ist gleich dem spezifischen Gewicht derselben, bezogen auf Wasserstoff = 1.

Nun sind wir aber auch in der Lage, gasförmige Verbindungen zu untersuchen. Auch für sie gelten die Gasgesetze. Nur lassen sich bei ihnen aus den spezifischen Gewichten natürlich keine Atomgewichte ableiten, denn Verbindungen haben keine Atome, also keine Atomgewichte, wohl aber die Molekulargewichte, d. h. das Gewicht der Moleküle, bezogen

1) Ich muß leider dies allgemein gebräuchliche Wort auch hier anführen, obgleich es nicht das richtige trifft.

2) In runden Zahlen.

auf ein Molekül Wasserstoff. Ein Molekül Wasserstoff wiegt aber „zwei“, da es zwei Atome der Gewichtseinheiten enthält.

Ein Liter Chlor wiegt 35,5, 1 Liter Wasserstoff 1, daraus entstehen 2 Liter Chlorwasserstoff, welche also 36,5 wiegen. Das spez. G. also des Chlorwasserstoffs, d. h. das Gewicht eines Liters, bezogen auf einen Liter Wasserstoff, ist = 18,25. Das Chlorwasserstoffmolekül ist also 18,25 mal schwerer als das Wasserstoffmolekül: dieses wiegt 2, also ist das Molekulargewicht des Chlorwasserstoffs = 36,5, d. h. gleich dem doppelten spez. G.

2 Liter Wasserstoff wiegen 2, 1 Liter Sauerstoff 16. Die sich daraus ergebenden 2 Liter Wasserdampf (s. o.) wiegen also 18. Das spez. G. des Wasserdampfes ist also 9, das Molekulargewicht 18.

Natürlich lassen sich auch ohne weiteres die Molekulargewichte der gasförmigen Elemente aus den spez. G. durch Verdoppelung ableiten, da ja alle Gase denselben Gesetzen unterliegen. Wir finden also:

Die Molekulargewichte aller gasförmigen Stoffe (Elemente und Verbindungen) sind gleich dem doppelten spezifischen Gewicht derselben.

Ein zweiter Satz, gültig für alle Verbindungen, folgt aus der Definition des Moleküls:

Die Molekulargewichte der Verbindungen sind gleich der Summe der Atomgewichte.

Die Methode der Bestimmung der Atomgewichte aus den Gasdichten, die völlig eindeutige Resultate liefert, ist nur bei vergasbaren Elementen durchführbar. Bei der großen Mehrzahl der Elemente versagen sie. Hier muß man zu anderen Methoden seine Zuflucht nehmen. Man kann das Atomgewicht eines unvergasbaren Elements unter Umständen finden, wenn es mit

einem vergasbaren Elemente eine Verbindung eingeht. Man ermittelt zunächst durch quantitative Analyse den Prozentgehalt der Verbindung an beiden Stoffen; man kennt die Gasdichte und damit das Atomgewicht des gasförmigen Elementes und kann nun durch Rechnung das Atomgewicht des anderen Elementes finden, vorausgesetzt, daß man auch noch weiß, wieviel Atome eines jeden Elementes die Verbindung enthält. Weiß man z. B., daß in einer Verbindung des Chlors mit dem Silber je ein Atom beider Elemente vorhanden ist, so läßt sich leicht das Atomgewicht des Silbers finden. Für viele Verbindungen ist dies möglich¹⁾, für andere hingegen nicht. Hier hilft nun ein Gesetz weiter, das die französischen Forscher Dulong und Petit gefunden haben:

Das Produkt aus Atomgewicht und spezifischer Wärme ist konstant²⁾ (ungefähr 6).

Die spezifische Wärme ist eine physikalische Konstante, die sich leicht bestimmen läßt. Es ist nämlich diejenige Wärmemenge, die nötig ist, um 1 kg eines Körpers um 1° zu erwärmen, wenn wir als Einheit diejenige Wärmemenge betrachten, die 1 kg Wasser um 1° erwärmt. Die Anwendung dieses Gesetzes gestaltet sich nun folgendermaßen:

Mit 16 Teilen Sauerstoff, also mit einem Atom, verbinden sich 63,5 Teile Kupfer. Ist nun diese Menge ebenfalls einem Atom entsprechend? Oder entspricht sie mehreren Atomen, oder ist erst mit mehreren Atomen ein Atom Kupfer verbunden? Das Dulong-Petitsche Gesetz gibt uns Antwort. Die spez. Wärme des Kupfers ist 0,0951. Diese Zahl mit 63,5, dem mutmaßlichen Atomgewicht, multipliziert, gibt 6,0388, also ca. 6. Damit ist gezeigt, daß 63,5 das

1) Aus Analogien mit anderen Elementen, durch Isomorphismus etc. Näheres ist in Ostwalds Allg. Chemie Kap. I einzusehen.

2) Oder anders ausgedrückt: „Die Atomwärme der Elemente ist konstant.“

wirkliche Atomgewicht des Kupfers ist, daß auf ein Atom O ein Atom Cu entfällt, daß der Verbindung also die Formel CuO zukommt.

Mit 16 Teilen Sauerstoff sind ferner 216 Teile Silber verbunden. Die spez. Wärme des Silbers ist 0,0570, das Produkt beider Zahlen 12,312. Also ist 216 doppelt so groß, als für das einfache Verhältnis AgO stimmen würde: das wahre Atomgewicht ist 108. Die Formel der Verbindung muß Ag₂O sein.

Mit Hilfe dieses Gesetzes, das übrigens bei einigen Elementen, z. B. Kohlenstoff, völlig im Stich läßt, und einiger anderer Hilfsmittel ist es gelungen, die Atomgewichte sämtlicher bekannten Elemente zu finden. Die folgende Tabelle gebe einen Überblick über die bis jetzt bekannten: ¹⁾

Aluminium	Al	26.9
Antimon (Stibium)	Sb	119.5
Argon	Ar	39.7
Arsen	As	74.45
Baryum	Ba	136.4
Beryllium	Be	9.0
Blei (Plumbum)	Pb	205.36
Bor	B	10.86
Brom	Br	79.34
Cadmium	Cd	111.55
Caesium	Cs	131.9
Calcium	Ca	39.76
Cer	Ce	138.0

1) Ich führe in dieser Übersichtstabelle die Atomgewichte in genauen Zahlen (nach Erdmann) an. Bei der Besprechung der einzelnen Elemente werde ich sie nur in abgerundeten Zahlen wiederholen. Was die Wichtigkeit der einzelnen Elemente anbetrifft, so ist sie durch den Druck bezeichnet. Von den fett gedruckten muß Symbol und Atomgewicht (mit abgerundeter Ziffer) jedem bekannt sein: von den gesperrt gedruckten mindestens das Symbol. Die klein gedruckten kann der Anfänger füglich vernachlässigen. In praktischen Rechnungen werden jetzt offiziell die Atomgewichte nicht mehr auf H = 1, sondern auf O = 16,00 berechnet, wodurch geringe, für uns unwesentliche Verschiebungen nach oben eintreten (H = 1,002).

Chlor	Cl	35.18
Chrom	Cr	51.7
Eisen (Ferrum)	Fe	55.47
Erbium	Er	164.70
Fluor	F	18.9
Gadolinium	Gd	155.6
Gallium	Ga	69.5
Germanium	Ge	71.9
Gold (Aurum)	Au	195.74
Helium	He	4.0
Indium	In	113.1
Jod	J	125.9
Jridium	Jr	191.66
Kalium	K	38.82
Kobalt (Cobaltum)	Co	58.80
Kohlenstoff (Carbonium)	C	11.91
Krypton	Kr	81.0
Kupfer (Cuprum)	Cu	63.1
Lanthan	La	137.6
Lithium	Li	6.97
Magnesium	Mg	24.1
Mangan	Mn	54.6
Molybdän	Mo	95.2
Natrium	Na	22.88
Neodym	Nd	142.5
Neon	Ne	19.86
Nickel	Ni	58.3
Niob	Nb	93.0
Osmium	Os	198.5
Palladium	Pd	106
Phosphor	P	30.75
Platin	Pt	194.4
Praseodym	Pr	139.4
Quecksilber (Hydrargyrum)	Hg	199.5
Radium	Ra	225
Rhodium	Rh	102.2
Rubidium	Rb	84.7

Ruthenium	Ru	100.9
Samarium	Sa	149.2
Sauerstoff (Oxygenium)	O	15.88
Scandium	Sc	43.8
Schwefel (Sulfur)	S	31.83
Selen	Se	78.58
Silber (Argentum)	Ag	107.11
Silicium	Si	28.18
Stickstoff (Nitrogenium)	N	13.93
Strontium	Sr	86.95
Tantal	Ta	181.45
Tellur	Te	126.73
Terbium	Te	158.8
Thallium	Tl	202.61
Thorium	Th	230.8
Thulium	Tu	169.40
Titan	Ti	47.79
Uran	U	237.77
Vanadin	V	50.99
Wasserstoff (Hydrogenium)	H	1.00
Wismut (Bismutum)	Bi	206.54
Wolfram	W	182.6
Xenon	Xe	127.1
Ytterbium	Tb	171.88
Yttrium	Y	88.35
Zink	Zn	64.91
Zinn (Stannum)	Sn	118.1
Zirkonium	Zr	89.72

Die eben entwickelten Gesetze bilden die Grundlage der modernen Chemie. Auf Grund dieser Gesetze wurde es möglich, chemische Formeln und chemische Gleichungen zu bilden. Nun sehen wir noch einmal eine solche Formel an:

HCl Chlorwasserstoff.

1) Einige andere „Elemente“ wie z. B. Victorium, Holmium usw. scheinen keine Elemente, sondern Gemische verschiedener Elemente zu sein.

Diese Formel sagt aus:

- 1) Es liegt ein Stoff vor, der Chlor und Wasserstoff enthält.
- 2) Ein Atom Chlor und ein Atom Wasserstoff binden sich gegenseitig. Diese Tatsache führt man zurück auf eine supponierte chemische Verwandtschaft (Affinität, Bindungskraft).
- 3) Die Verbindung enthält auf 35,5 Teile Chlor 1 Teil Wasserstoff.
- 4) Sie hat das Molekulargewicht 36,5.

All dies ist durch die einfache Formel ausgedrückt. Sehen wir nun andere Verbindungen des Wasserstoffs an: Wir kennen schon zwei, das

Wasser H_2O und das Ammoniak NH_3 .

Betrachten wir nun diese Formel genauer, so fällt es auf, daß dem Chlor zu seiner Verbindung ein Atom H genügt, während der Sauerstoff zwei und der Stickstoff gar drei verlangt; denn es gibt keine Verbindung OH oder NH. Und wenn wir weiter sehen, daß das Kohlenstoffatom C zu seiner Sättigung 4 Wasserstoffatome braucht, so erkennen wir, daß es sich um tiefgreifende Unterschiede in der chemischen Anziehungskraft handelt. Man bezeichnet das Maß dieser chemischen Bindungskraft als **Wertigkeit** oder **Valenz**.

Als Einheit der Valenz dient wiederum der Wasserstoff, da er die niedrigste Valenz hat, indem er höchstens ein Atom eines anderen Elementes binden kann. Er und diejenigen Elemente, die nur ein Atom Wasserstoff binden können, sind die einwertigen Elemente. Hierher gehören z. B. Chlor, Brom, Jod, Fluor, die Alkalimetalle und Silber.

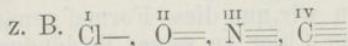
Zweiwertig sind die Elemente, deren Atom zwei einwertige oder ein anderes zweiwertiges Atom zu binden vermag. Die wichtigsten sind: Sauerstoff, Schwefel, die alkalischen Erdmetalle, Zink, Magnesium, die Metalle der Eisengruppe.

Dreiwertig sind u. a. Stickstoff, Phosphor, Gold, Eisen, Chrom.

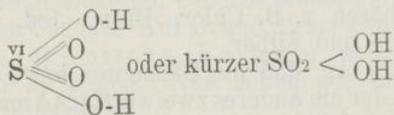
Vierwertig Kohlenstoff, Schwefel, Silicium, Platin.
 Fünfwertig Stickstoff, Arsen, Antimon, Phosphor.
 Sechswertig Schwefel, Wolfram, Molybdän.
 Siebenwertig Chlor, Mangan.

Schon aus dieser ganz oberflächlichen Übersicht läßt sich erkennen, daß die Valenz kein feststehender Wert ist, sondern daß viele Elemente wechselnde Wertigkeit besitzen. Die interessantesten Beispiele von Vielwertigkeit sind z. B. Schwefel, der 2, 4, 6wertig, Mangan, das 2, 3, 4, 6, 7wertig, Stickstoff, der 1, 2, 3, 4, 5wertig ist. Aus dieser Verschiedenheit folgt das Gesetz der multiplen Proportionen (s. o.).

Die Bezeichnung der Wertigkeit geschieht durch Striche oder Zahlen an dem Symbol des Elementes,

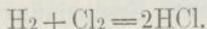


Mit Hilfe unserer gewonnenen Anschauungen über Wertigkeit etc. können wir nun auch in unseren Formeln außer dem Atomverhältnis noch der Art und Weise der Bindung der Atome Rechnung tragen. Wir versinnbildlichen in den sog. **Strukturformeln** nicht nur die im Molekül vorhandene Zahl der Atome, sondern auch ihre Verteilung nach der Valenzlehre. Diese Formeln, die in der organischen Chemie eminent Bedeutung haben, werden wir in der anorganischen verhältnismäßig selten gebrauchen. Doch kommen sie auch hier vor. So ist die Strukturformel der Schwefelsäure (H_2SO_4)

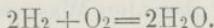


Wir wissen nach den vorangegangenen Erörterungen, was eine chemische Formel ist, was sie ausdrückt. Wir müssen nun lernen, wie man sie anwendet. Zur Darstellung chemischer Prozesse bedient man sich der sog.

chemischen Gleichungen. Man schreibt z. B. den Prozeß der Entstehung von Chlorwasserstoff folgendermaßen:



Ein Mol. (2 Atome) H + ein Mol. (2 Atome) Cl = 2 Mol. HCl. Oder die Entstehung von Wasser:



Dasjenige, was durch diese Gleichungen ausgedrückt wird, ist eine **chemische Reaktion**.

Wodurch aber kommt denn überhaupt eine solche Reaktion zu stande?

Zwei Dinge muß man hier streng unterscheiden: die Ursache einer chemischen Reaktion und die Veranlassung zu einer solchen. Es können zwei chemische Stoffe, die die größte Neigung haben, mit einander zu reagieren, unter gewissen Bedingungen unbegrenzte Zeit in engem Gemisch mit einander ruhen, ohne in Reaktion zu treten, bis endlich die Bedingungen günstig werden, die Veranlassung zur Reaktion vorliegt. Namentlich zwei Faktoren sind es, die meist die Veranlassung zum Eintritt der Reaktion bilden, die Lösung und die Wärme. Die in festen Gemischen, mögen sie noch so fein sein, stets noch durch weite Zwischenräume getrennten Moleküle werden in der flüssigen Lösung einander genähert und erhalten so die Gelegenheit, auf einander einzuwirken. So hat der Spruch der alten Chemiker: „Corpora non agunt, nisi fluida“ in vielen Fällen eine Berechtigung.

Ein nicht minder wichtiger Faktor bei der chemischen Reaktion ist die Wärme. Bei den niedrigen Temperaturen, die die moderne Technik hat erzielen können, ca. von 100° C abwärts, reagieren die chemischen Körper nicht mehr mit einander; und im Laboratorium sind wir es täglich gewohnt, reaktionsträge Körper mit Hilfe von Erhitzung zur Reaktion zu bringen.

Andere reaktionsauslösende Mittel sind der elektrische Funke, die Glimmentladung, Druck, (Erhitzen im geschlossenen Glasrohr), das Sonnenlicht u. a. m. Eine sehr interessante Erscheinung ist es ferner, daß Körper, die in fertigem Zustande nicht mit einander reagieren, sich dann beeinflussen, wenn einer im Momente des Entstehens (in statu nascendi) in Reaktion tritt. Arsentrioxyd und Wasserstoff reagieren nicht miteinander. Läßt man aber den Wasserstoff direkt in Berührung mit dem Arsentrioxyd (aus Zink und Salzsäure) entstehen, so resultiert Arsenwasserstoff.¹⁾ Die Erklärung ist folgende: Bei der Einwirkung von Zink auf Salzsäure bilden sich freie Wasserstoffatome. Bevor diese nun sich zu festen Molekülen zusammenschließen, greifen sie schon das Arsentrioxyd an, da sie noch frei und reaktionskräftig sind; sind sie erst einmal im Molekularverband, so gehört eine gewisse Energie dazu, sie erst aus diesem Verbande loszureißen. Und diese Energie ist bei der Reaktion zwischen Arsenoxyd und Wasserstoff nicht vorhanden. Diese Energie ist eben der Ausdruck der mehr oder minder großen chemischen Verwandtschaft oder Affinität. Damit kommen wir zum zweiten Punkt, der eigentlichen Ursache der chemischen Reaktionen. Im Grunde ist uns jedoch das innere Wesen der chemischen Affinität ein völliges Rätsel, wenn man auch ihre Gesetze aufsuchen kann, wie es die moderne physikalische Chemie tut.

Wir wissen nur, daß wir in der chemischen Affinität eine Energieform vor uns haben, die in die gleiche Kategorie wie die übrigen Energieformen: Licht, Wärme, Elektrizität, mechanische Energie, gehört. Wir wissen, daß die chemischen Reaktionen völlig den Gesetzen von der Erhaltung der Energie folgen, wir wissen, daß wir die chemische Energie gewisser Verbindungen, z. B. der Kohle, in Licht, Wärme, Elektrizität umsetzen können, daß die Energie der Zersetzung der Sprengstoffe mechanische Arbeit leistet.

1) $As_2O_3 + 12H = 2AsH_3 + 3H_2O$.

Andererseits gibt es Reaktionen, bei denen man Energie in Form von Wärme, Licht, Elektrizität von außen zuführen muß, die bei der Reaktion in chemische Energie verwandelt wird und dann in diesen Verbindungen aufgespeichert liegt.

Wir haben uns gewisse Schemata zurechtgelegt, um darin die vorkommenden Erscheinungen einzureihen. Und diese sind mannigfacher Art: Wir leiten durch eine Lösung von Bromkalium einen Chlorstrom. Sofort scheidet sich braunschwarzes Brom aus und in der Lösung haben wir Chlorkalium:



Das Chlor hat das Brom also einfach verdrängt: Es hat eine größere „Affinität“ zum Kalium als das Brom. Dieser Ausdruck ist keine Erklärung, sondern nur eine Konstatierung der Tatsache durch einen dafür eingeführten Terminus *technicus*.

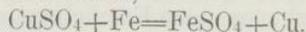
Wir übergießen kohlsaures Kalzium (Marmor) mit Schwefelsäure: Die Kohlensäure entweicht; es resultiert schwefelsaures Kalzium (Gips). Warum? Die Schwefelsäure ist eine „stärkere Säure“ als die Kohlensäure.

Im wesentlichen können wir folgende Reaktionen als die „typischen“ hinstellen, d. h. als diejenigen, nach deren Schema mehr oder weniger alle verlaufen:

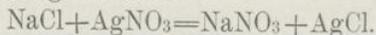
1) Die **Substitution**: Der Ersatz von Atomen oder Atomgruppen durch andere von gleicher Wertigkeit. So kann z. B. das einwertige Chlor durch das einwertige Brom oder aber das einwertige Radikal¹⁾ OH (Hydroxyl) ersetzt werden; der zweiwertige

1) Unter Radikal versteht man einen Atomkomplex, dessen einzelne Valenzen nicht aneinander gesättigt sind, sondern bei dem eine oder mehrere Valenzen noch frei sind. So ist in dem einwertigen Radikal -OH noch die eine Valenz des Sauerstoffes frei; in dem Radikal =SO₄, das zweiwertig ist, die beiden Valenzen, die sonst in der Schwefelsäure H₂SO₄ Wasserstoff binden usw. Freie Radikale sind ebenso wenig existenzfähig wie freie Atome.

Sauerstoff durch zweiwertigen Schwefel etc. Namentlich gleichwertige Metalle können sich so in ihren Salzen vertreten, z. B. die einwertigen Kalium und Natrium, die zweiwertigen Kupfer und Zink etc. So scheidet z. B. Eisen aus Kupferlösungen das Kupfer ab und setzt sich an seine Stelle,

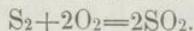


Auch die Salze untereinander setzen sich um. Ein Gemisch einer Kochsalz-(Chlornatrium)-Lösung (NaCl) mit einer Lösung von schwefelsaurem Kalium (K_2SO_4) reagiert scheinbar nicht miteinander: in Wirklichkeit indessen stellt sich ein Gleichgewichtszustand in der Weise her, daß schließlich alle 4 möglichen Salze friedlich nebeneinander in Lösung sind: Chlornatrium, Chlorkalium, schwefelsaures Natrium, schwefelsaures Kalium (NaCl , KCl , Na_2SO_4 , K_2SO_4). In die Erscheinung tritt die Reaktion erst, wenn z. B. einer der Substituenten mit irgend einem andern eine unlösliche Verbindung ergibt. Dann binden sich diese völlig aneinander und fallen als Niederschlag aus. So z. B. geben Chlornatrium und salpetersaures Silber eine weiße Fällung von Chlorsilber, während salpetersaures Natrium in Lösung verbleibt:



Hierher gehören auch die oben erwähnten Verdrängungsreaktionen der Metalle.

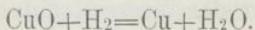
2) **Oxydation** nennt man die Zuführung von Sauerstoff oder die Entziehung von Wasserstoff:¹⁾ z. B. die Verbrennung von Schwefel zu Schwefeldioxyd:



3) **Reduktion** ist Entziehung von Sauerstoff

1) Im weiteren Sinne nennt man Oxydationsvorgänge chemische Reaktionen, bei denen die Wertigkeit des Elementes sich erhöht. Wie man z. B. durch wirkliche Sauerstoffzufuhr FeO (Eisenoxydul) zu Fe_2O_3 (Eisenoxyd) oxydiert, so kann man in übertragenem Sinne auch FeCl_2 (Eisenchlorür) zu FeCl_3 (Eisenchlorid) „oxydieren“, ohne daß dabei Sauerstoff eine Rolle spielt. Auch bezeichnet man den diesem reziproken Prozeß als „Reduktion“ in übertragenem Sinne.

oder Zuführung von Wasserstoff: z. B. die Verwandlung der Metalloxyde in Metalle durch Wasserstoff:



4) **Die Salzbildung** aus Basen und Säuren. Eine absolut scharfe Definition der Begriffe: „Base“ und „Säure“ an und für sich ist rein chemisch nicht zu geben; denn wenn man sagt: Eine Base ist eine Oxydationsstufe eines Metalles, die laugenhaft schmeckt und Lakmuspapier ¹⁾ blau färbt; oder: eine Säure ist eine Oxydationsstufe eines Metalloides, die sauer schmeckt und Lakmuspapier rot färbt, so ist dies zwar für die meisten Säuren und Basen richtig, aber für manche auch nicht; es gibt Basen und Säuren, die auf Lakmuspapier nicht reagieren, es gibt Metalloïdbasen und Metallsäuren, kurz, diese Definitionen und alle ähnlichen sind unzulänglich. Versuchen wir, den Begriff Base und Säure von ihrem Vereinigungsprodukt, dem **Salz** aus zu analysieren: Ein Salz ist ein chemischer Körper, **der sich durch Einzwängung von Wasser H—OH** in zwei verschiedene, **in ihrer chemischen Natur diametral entgegengesetzte Verbindungen spalten lässt**. Und zwar spaltet es sich so, daß ein Bruchstück das Hydroxyl OH des Wassers aufnimmt, das andere den Einzelwasserstoff des Wassers. Nun nennen wir den Teil des ursprünglichen Salzes, zu dem das Hydroxyl tritt, den **Basenrest**, den andern den **Säurerest**. Der Basenrest plus dem Hydroxyl ist nun die **Base**, der Säurerest plus dem Wasserstoff die **Säure**. Beide, Base wie Säure, tragen meist die Kennzeichen der oben gegebenen Definition. Der Basenrest ist meist ein Metall, die Base dann also das Hydroxyl eines Metalles; der Säurerest meist das Oxydationsprodukt eines Nichtmetalles, enthält also meist O.²⁾ Bei der Bildung der Säure durch Anlagerung von H tritt das H an das vorhandene O und bildet mit ihm ebenfalls

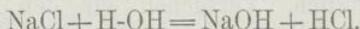
1) Ein mit dem Farbstoff der Flechte *Rocella tinctoria* getränktes Papier.

2) Nur die Halogenwasserstoffsäuren und die Cyanwasserstoffsäure sind sauerstofffrei.

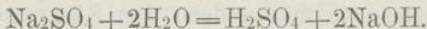
Hydroxyl, sodaß in diesem Fall beide Teile, sowohl die Base als die Säure, Hydroxyl enthalten. Doch ist für die Säure nur das Wasserstoffatom kennzeichnend, für die Base das ganze Hydroxyl.

Hieraus ergibt sich, daß, wenn umgekehrt eine Säure und eine Base zusammentreten, ein **Salz und Wasser** entstehen muß. Das Charakteristische bei den Reaktionen der Basen und Säuren ist die Rolle des Wassers: Bei der Zerlegung wird Wasser aufgenommen; bei der Bildung der Salze aus Säure und Base wird Wasser frei.

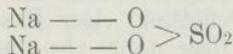
Einige Beispiele mögen den Vorgang erläutern: NaCl ist zusammengesetzt aus dem Basenrest Na, der beim Eintritt von Wasser durch die Anlagerung von OH in die Base NaOH übergeht, und dem Säurerest Cl, der durch H in die Säure HCl übergeht.



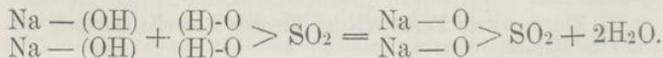
Dies ist der einfachste Fall. Etwas komplizierter ist folgender: Na₂SO₄ (schwefelsaures Natrium) besteht aus dem Basenrest Na₂, der nachher, um in die Base NaOH übergehen zu können, 2×OH braucht, und dem Säurerest SO₄, der ebenfalls, um in Schwefelsäure H₂SO₄ überzugehen, 2H braucht. Hier müssen also zwei Mol. Wasser eintreten, um das Salz zu sprengen:



Die beiden Bruchstücke des Salzes (Säurerest und Basenrest) müssen stets gleiche Valenz haben,



um sich sättigen zu können. In den Basen resp. Säuren sind eben diese Valenzen durch OH resp. H abgesättigt, die dann bei der Vereinigung sich als Wasser abscheiden:



Wir sehen ferner, daß in den Salzen der Wasser-

mit schwachen Säuren sind gewöhnlich unbeständig, leicht zersetzlich.

Die eigentlichen Reaktionsträger von Säuren und Basen sind die sog. „typischen“ Wasserstoffatome, resp. Hydroxyle, d. h. diejenigen, die bei der Salzbildung zur Bildung von Wasser benutzt und in diesem abgeschieden werden. Je nach der Zahl dieser „typischen“ Wasserstoffatome gibts es einbasische, zweibasische, mehrbasische Säuren, nach der Zahl der Hydroxyle einsäurige, zweisäurige, mehrsäurige Basen, z. B.:

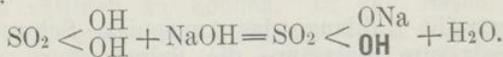
NO_2OH einbasisch (Salpetersäure)

$\text{SO}_2 < \begin{smallmatrix} \text{OH} \\ \text{OH} \end{smallmatrix}$ zweibasisch (Schwefelsäure)

NaOH einsäurig (Natriumhydrat)

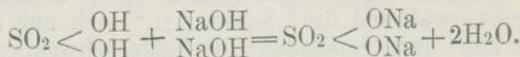
$\text{Ca} < \begin{smallmatrix} \text{OH} \\ \text{OH} \end{smallmatrix}$ zweisäurig (Kalziumhydrat).

Bei der Salzbildung muß man unterscheiden zwischen **neutralen Salzen**, d. h. solchen, wo die völlige Verschmelzung von Base und Säure stattgefunden, und unvollkommenen Salzen, wo eine der beiden Parteien ihre Individualität nicht völlig aufgegeben hat. Solche Salze sind nur möglich, wenn die Säure zwei- oder mehrbasisch ist; dann reagiert nur das eine „typische Wasserstoffatom“, das oder die anderen nicht. Diese unvollkommenen Salze enthalten noch ein oder mehrere typische Wasserstoffatome, haben also noch sauren Charakter, sie heißen also saure Salze. Es gibt auch Salze, in denen mehr von der Base, als zur Neutralisierung erforderlich, vorhanden ist, die sog. basischen Salze. Einige Beispiele werden dies schnell verständlich machen:



Schwefelsäure + 1 Natriumhydrat = saures schwefels. Natron.

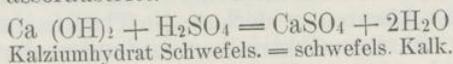
Das eine typische Säurewasserstoffatom steht noch, also ist die Salzbildung unvollkommen.



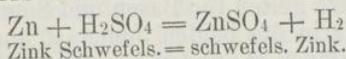
Bei Anwendung von 2 Molekülen Natriumhydrat reagiert auch dieses zweite H-Atom; es resultiert ein neutrales Salz.

Die Darstellung der Salze geschieht nach zwei allgemeinen Methoden:

1) Durch direkte Vereinigung von Base und Säure unter Wasseraustritt.



2) Durch Einwirkung des der Base entsprechenden Metalls auf die Säure. (Substitution des typischen Wasserstoffs durch Metall.)



Die allgemeine Darstellungsweise von Säuren und Basen ist die **Zersetzung ihrer Salze** durch stärkere Säuren, um die Säure, durch stärkere Basen, um die Base in Freiheit zu setzen.

Eine wesentliche Änderung haben unsere Ansichten über Basen, Säuren und Salze durch hochwichtige Theorien erfahren, die namentlich von van t'Hoff, Arrhenius und Ostwald aufgebaut sind. Es ist dies hauptsächlich die Theorie der elektrolytischen Dissoziation in verdünnten Lösungen. Daß Salzlösungen durch den elektrischen Strom zerlegt werden, ist längst hekannt. Schickt man z. B. durch eine Kupferchloridlösung den Strom, so scheidet sich am positiven Pol (Anode) das Chlor, am negativen Pol (Kathode) das Kupfer aus. So tritt stets das positiv geladene Jon ¹⁾ (Metalle, Wasserstoff) an den negativen Pol (Kation), das negative (Chlor, Säuren) an den positiven Pol (Anion). Nun behaupten die neueren Anschauungen, auf theoretische und experimentelle Gründe gestützt, daß nicht erst der Strom diese Sprengung der

1) Jonen sind mit Elektrizität geladene Atome oder Atomkomplexe. Näheres über die Theorie der Elektrolyse mitzuteilen, ist hier nicht der Ort. Dies muß in einem Lehrbuch der Physik eingesehen werden.

Salzmoleküle bewirke, sondern daß in genügend verdünnten Lösungen die Teilung schon aus freien Stücken sich vollzieht, daß in verdünnten Lösungen keine Salze, sondern deren Bruchstücke, ihre Ionen, sich finden. So enthält eine Chlorkaliumlösung keine festen KCl-Moleküle, sondern die Ionen K und Cl. Den Einwurf, daß freie Kaliumatome resp. Chloratome sich im Wasser nicht halten könnten, widerlegt die Theorie durch den Nachweis starker elektrischer Ladungen der Ionen, die ihre chemische Affinität so verändern, daß eben das Kaliumion nicht das Wasser so zersetzt, wie es das Kaliumatom ohne elektrische Ladung tut. Ganz ähnliche Gesetze gelten für Basen und Säuren. So zerfällt z. B. HCl in die beiden Ionen H und Cl, H₂SO₄ in die beiden Ionen H₂ und SO₄. Alle gebräuchlichen Reaktionen der anorganischen Chemie sind Ionenreaktionen. Wenn sich z. B. Silbernitrat mit Chlor-natrium umsetzt, so treten dabei die Ionen Ag, K, NO₃ und Cl in Aktion. Die „Stärke“ einer Base und Säure ist ebenfalls abhängig von ihrem „Dissoziationsgrad“ d. h. von ihrem Gehalt an freien H-Ionen bei Säuren, OH-Ionen bei Basen. Wir haben also in dieser Anschauung eine präzisere Umformung der oben gegebenen Darstellung, daß für die Säuren das H, für die Basen das OH charakteristisch ist. Wir sehen, wie diese Anschauungen die alten Ansichten über Säuren und Basen vom Grund auf umändern, da es danach nur Ionenwirkungen gibt. Ich muß es mir leider versagen, auf diese hochinteressanten Verhältnisse hier einzugehen. Wer sich dafür interessiert, findet in größeren Werken alles Wünschenswerte.¹⁾

Thermochemie.

Haben wir in der Tat keine sichere Vorstellung davon, wie eigentlich ein chemischer Vorgang sich vollzieht, welcher Art die dabei in Tätigkeit tretenden Kräfte sind, so haben wir doch ein Mittel, ungefähr

1) Ostwald, Grundriß der allgemeinen Chemie. IX. Lothar-Meyer-Rimbach, Theoret. Chemie usw.

die dabei in Tätigkeit tretenden Energiemengen zu messen, und zwar durch die Wärmemengen, welche bei chemischen Reaktionen umgesetzt werden. Bei jeder Reaktion vollzieht sich diese Umwandlung von chemischer Energie in Wärmeenergie, oder umgekehrt, nach dem Gesetze der Erhaltung der Energie. Es gibt nämlich einerseits „endothermische“ Reaktionen, bei denen Energie in Form von Wärme von außen zugeführt werden muß. Diese Energie bleibt dann, in den so entstandenen Verbindungen als chemische Energie aufgespeichert, bis einmal sich die Reaktion in umgekehrtem Sinne vollzieht; dann geht die chemische Energie wieder in Wärme über. Bei dieser Reaktion wird Wärme frei, sie ist „exothermisch“.

Um das Wasser zu zersetzen, brauchen wir Energie. Diese kann in Form von Wärme zugeführt werden. So zersetzt z. B. glühendes Eisen das Wasser, indem es daraus den Wasserstoff frei macht. In diesem ist nun die umgesetzte Wärmeenergie aufgespeichert und kann leicht wieder in Wärme übergeführt werden: Der Wasserstoff ist brennbar; ein Funke genügt, um ihn in Brand zu setzen. Verbrennung im chemischen Sinne ist Verbindung mit Sauerstoff. Beim Verbrennen des Wasserstoffs entsteht unter sehr starker **Wärmeentwicklung** wieder Wasser. Damit ist der Kreislauf geschlossen. Die Wärmeentwicklung einer bestimmten Quantität Wasserstoff ist stets die gleiche, und zwar ist sie genau gleich groß derjenigen, die zur Erzeugung derselben Menge Wasserstoff aus dem Wasser zugeführt werden mußte. Diese Größe ist meßbar; damit haben wir also zugleich ein Maß für die chemische Energie. Das Maß für die „Verbrennungswärme“ der chemischen Stoffe, wie für jede Wärmemenge überhaupt, ist die Kalorie (Cal.). Eine Kalorie ist diejenige Wärmemenge, die nötig ist, um ein Kilogramm Wasser von 15° auf 16° zu erwärmen.¹⁾ Ebenso wie für

1) Der tausendste Teil davon ist die sog. kleine Kalorie (cal.). Ostwalds K. ist die Wärmemenge, die ein gr Wasser abgibt, wenn man es von 100° auf 0° abkühlt; sie ist ungefähr = 100 cal.

den Wasserstoff, der die größte Verbrennungswärme besitzt, ist auch für viele andere Stoffe die „Verbrennungswärme“, d. h. die Wärmemenge, die bei der Verbindung mit Sauerstoff frei wird, gemessen worden. Doch nicht nur bei der Verbindung mit Sauerstoff, sondern auch bei vielen anderen Reaktionen wird Wärme frei, so z. B. bei der Vereinigung von Säuren und Basen; da hierbei die neutralen Salze entstehen, so spricht man von „Neutralisationswärme“. Alle diese Beobachtungen und Messungen machen das Gebiet der „Thermochemie“ aus, die nicht nur wissenschaftlich, sondern auch in der Technik von allergrößter Wichtigkeit ist. Ebenfalls von hoher Bedeutung, doch ganz jenem Grenzgebiet der „physikalischen Chemie“ angehörig, ist das Stadium der Wärmemengen, welche nötig sind, um feste Körper in den flüssigen Zustand und flüssige in den gasförmigen Zustand überzuführen. Daß man Eisen erhitzen muß, um es zu schmelzen, Wasser, um es zu verdampfen, sind Erfahrungen des täglichen Lebens. Die Wärmemengen, die zu diesen Prozessen nötig sind, sind ebenfalls für viele Körper bestimmt und werden als „Schmelzwärme“ resp. „Verdampfungswärme“ bezeichnet.

Äußere Eigenschaften der Körper. Terminologie.

Um einen chemischen Körper zu bestimmen, müssen wir 2 Reihen von Eigenschaften angeben: Die physikalischen, äußeren Eigenschaften und die chemischen Eigenschaften: Die Formel und das Verhalten gegen andere chemische Körper: seine Reaktionen.

Physikalische Eigenschaften.

Die Stoffe kommen in drei verschiedenen, sog. Aggregat-Zuständen vor, dem festen, flüssigen und gasförmigen. Fest nennt man diejenigen Körper, die jederzeit eine bestimmte Form haben, und deren Teile nur durch Aufwendung einer gewissen

Kraft getrennt werden können. Flüssige Körper haben keine Form, aber ein gegebenes Volumen, Gase endlich haben keine Form und kein gegebenes Volumen, sondern nehmen jeden gebotenen Raum ein. Diese drei Zustände sind nicht völlig voneinander getrennt, sondern sind durch Veränderung der Temperatur und des Druckes mehr oder minder leicht ineinander überzuführen. Bei Temperaturen unter 0° ist Wasser fest: Eis, bei Temperaturen über 100° ist es gasförmig: Dampf. Eisen schmilzt bei ca. 1600° (Schmiedeeisen) und ist durch die Temperatur des elektrischen Ofens zu vergasen. Quecksilber schmilzt bei ca. -40° und siedet etwa bei 360° . Körper, die bei gewöhnlicher Temperatur gasförmig sind, lassen sich mehr oder minder leicht durch Erniedrigung der Temperatur und Erhöhung des Druckes verflüssigen, leicht z. B. Kohlensäure, schweflige Säure, schwerer schon Stickoxyd u. a. Bei einigen Gasen schlugen lange Zeit alle Versuche fehl, sie zu verflüssigen, z. B. bei Stickstoff, Wasserstoff und Sauerstoff. Man nannte sie deswegen permanente Gase. Endlich gelang es doch, mit Hilfe sehr niedriger Temperatur (ca. -150° C) und hoher Drucke. Jetzt kann man mit Hilfe verbesserter Methoden alle diese Gase in größeren Mengen verflüssigen. Am schwersten gelingt es bei Wasserstoff.

Die Versuche, diese Gase bei höheren Temperaturen unter Anwendung kolossaler Drucke zu kondensieren, mußten fehlschlagen. Es hat sich nämlich ergeben, daß es für jedes Gas eine Temperatur gibt, über die hinaus es selbst bei der Anwendung geradezu ungeheuerlicher Drucke — man hat bis zu 20 000 Atmosphären angewendet — nicht gelingt, es zu verflüssigen. Diese Temperatur nennt man die kritische Temperatur. Sie liegt für Kohlensäure z. B. bei 31° , d. h. nur bei Temperaturen unter 31° läßt sich die Kohlensäure durch Druck kondensieren, während sie bei 31° auch dem stärksten Druck zum Trotz wieder vergast. Nun liegt diese kritische Temperatur bei Sauerstoff, Wasserstoff etc. ungemein tief, bei Wasser-

stoff z. B. unter -200° , sodaß man sie nur bei diesen Temperaturen kondensieren kann.

Wenn man flüssige Kohlensäure schnell verdunsten läßt, so verbraucht diese verdunstende Menge so viel Wärme, daß ein Teil der Masse gefriert und so feste Kohlensäure entsteht.

Den Übergang vom festen in den flüssigen Zustand nennen wir schmelzen, in umgekehrtem Sinne erstarren. Dieser Punkt liegt für jeden Körper bei einer ganz bestimmten Temperatur, dem Schmelzpunkt. (Sp.) Ein flüssiger Körper verwandelt sich in einen gasförmigen entweder ohne direktes Erhitzen, er verdunstet, oder beim gelinden Erwärmen: er verdampft, oder endlich, wenn ihm ein Überschuß von Wärme zugeführt wird, so siedet der Körper, indem er dabei in heftige Bewegung gerät. Hierbei erreicht die Flüssigkeit die höchste Temperatur, die zu erreichen ihr möglich ist, die Siedetemperatur. Auch dieser Punkt ist für jeden Körper, der überhaupt ohne Zersetzung zum Sieden gebracht werden kann, sicher bestimmt: der Siedepunkt. ¹⁾ (Kp.) Wenn ein flüssiger Stoff in den gasförmigen und dann wieder in den flüssigen übergeführt wird, so nennen wir diesen Prozeß destillieren; geht ein fester Körper ohne vorherige Verflüssigung direkt in den Gaszustand und aus diesem wieder direkt in den festen Zustand über, so sublimiert der Stoff. Je nach der Siedetemperatur unterscheidet man wohl auch leicht flüchtige und schwer flüchtige Stoffe.

Wir charakterisierten oben einen festen Körper als einen solchen, der eine bestimmte Form besitzt. Unter günstigen Umständen treten nun die meisten festen Körper in Formen auf, die von ebenen Flächen begrenzt sind, und die wir Kristalle nennen. Die Kristalle eines jeden Körpers zeigen nun ganz bestimmte Flächen und Winkel, nach denen man eine große Anzahl von Kristallformen unterscheiden gelernt hat. Ihre genaue Bestimmung ist Aufgabe eines

1) Er schwankt nur in geringen Grenzen mit dem Luftdruck.

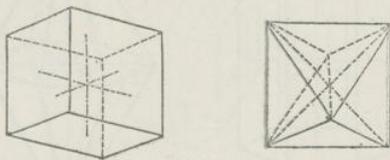
besonderen Zweiges unserer Wissenschaft, der Kristallographie. Hier können nur die Hauptformen kurz skizziert werden. Denkt man sich gegenüberliegende Ecken, oder die Mittelpunkte von gegenüberliegenden Flächen oder Kanten durch Linien verbunden, so stellen diese Linien die Achsen des Kristalles dar. Man pflegt bei jedem Kristall 3 Linien als Achsen im engeren Sinne hinzustellen, als diejenigen, die seine Ausdehnung nach drei Dimensionen des Raumes bezeichnen. Die drei Ebenen durch je zwei dieser drei Achsen sind die Hauptachsenschnitte. Jeder Hauptachsenschnitt, der auf der dritten Achse senkrecht steht, teilt den Kristall in zwei symmetrische (spiegelgleiche) Hälften und heißt deshalb eine Symmetrieebene. Nach den Beziehungen der Achsen zueinander hat man sechs Kristallsysteme unterschieden:

I. Reguläres System.

Die drei Achsen sind gleich lang und stehen aufeinander senkrecht.

Diese Kristalle sind nach allen Richtungen hin (oben, unten, vorn, hinten, rechts, links) ganz gleich ausgebildet.

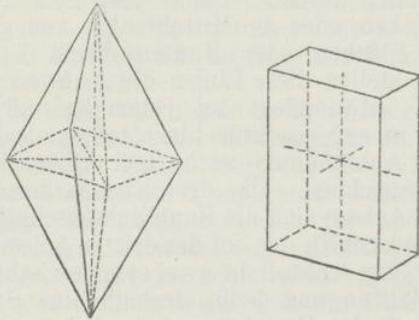
Würfel und Oktaëder (Achtflächner).



II. Tetragonales oder quadratisches System.

Alle drei Achsen stehen aufeinander senkrecht. Doch sind nur zwei Achsen gleich lang (die Nebenachsen); die dritte (die Hauptachse) ist verschieden.

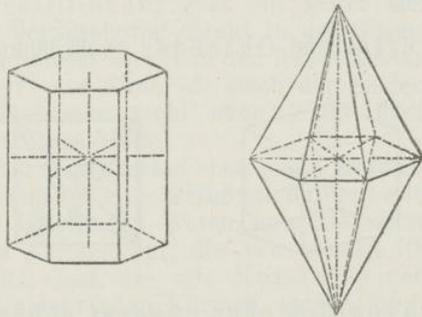
Tetragonale Pyramide, Tetragonales Prisma.



III. Hexagonales System.

Eine Hauptachse. Dazu senkrecht drei in einer Ebene liegende, sich unter 60° schneidende Nebenachsen.

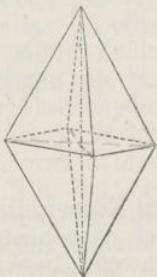
Hexagonale Pyramide, Hexagonales Prisma.



IV. Rhombisches System.

Drei senkrecht aufeinander stehende Achsen, die alle drei verschieden lang sind.

Rhombische Pyramide.



V. Monoklines System.

Diedrei Achsen sind verschieden lang: zwei schneiden sich in beliebigem Winkel, die dritte steht auf ihrer Ebene senkrecht.

Diese Kristalle haben nur eine Symmetrieebene, d. h. es gibt nur eine Möglichkeit, eine Ebene durch sie so hindurchzulegen, daß zwei symmetrische Hälften entstehen, z. B. die Kristallform des Gipses:

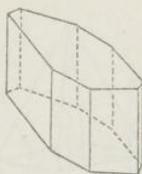


VI. Asymmetrisches System.

Drei ungleiche, sich in beliebigem Winkel schneidende Achsen.

Die Kristalle haben keine Symmetrieebene, sind also von allen Seiten ungleich.

Kristallform des Kupfervitriols:



Es gibt eine Anzahl Körper, die unter verschiedenen Bedingungen in zwei verschiedenen Kristallformen kristallisieren, z. B. Schwefel; diese nennt man *dimorph*.

Andererseits kristallisieren oft verschiedene Körper von ähnlicher Zusammensetzung in gleicher Kristallform, ja sogar mitunter in einem Kristall zusammen; diese Erscheinung nennt man *Isomorphismus*.

Sind bei einem festen Körper die Kristalle so schlecht ausgebildet und ineinander geschoben, daß ihre einzelnen Flächen nicht deutlich erkennbar sind, so nennt man einen solchen Körper *kristallinisch*. Körper, die auch bei näherer Untersuchung keine Kristallformen zeigen, heißen *amorph*.

Nomenklatur.

Die Namen vieler Verbindungen bildet man einfach, indem man die Namen der Elemente aneinanderfügt: Chlorsilber, Schwefeleisen u. a. m. Doch hat sich aus vielen Gründen, namentlich aber wegen des häufigen Vorkommens von zwei verschiedenen Verbindungen derselben Elemente die Notwendigkeit einer besonderen Nomenklatur herausgestellt. Das Prinzip dieser Nomenklatur ist, daß man für ganze Gruppen von Verbindungen desselben Elementes eine Grundform der Benennung gewählt hat, indem man z. B. für alle Chlorverbindungen das Chlor als das Wesentliche für die Benennung ansieht und nun den Namen so bildet, daß der andere Grundstoff vorangesetzt und dann das Chlor mit der Endung *-id* angehängt wird. Sind zwei Verbindungen desselben Elementes vorhanden, so

bezeichnet man die weniger von diesem Element enthaltende als —ür. So bezeichnet —chlorid und —chlorür Chlorverbindungen, z. B. Eisenchlorid FeCl_3 und Eisenchlorür FeCl_2 . Analog Bromid, Bromür, Jodid, Jodür, Sulfid, Sulfür. Ähnlich bildet man für die Sauerstoffverbindungen die Endungen Oxyd und Oxydul, z. B. FeO Eisenoxydul und Fe_2O_3 Eisenoxyd. Sind noch mehrere Verbindungen vorhanden, so bezeichnet man die Anzahl der Atome durch griechische Zahlen, z. B. JCl_3 Jodtrichlorid, NO_2 Stickstoffdioxyd, P_2O_5 Phosphorpenntoxyd. Kompliziertere Verbindungen werden mit kombinierten Namen belegt, z. B. COS Kohlenstoffoxysulfid etc. Tritt zu einer Sauerstoffverbindung noch Wasser hinzu, so bezeichnet man sie als Hydrat, z. B.

Kalziumoxydhydrat $\text{Ca} \begin{smallmatrix} \text{OH} \\ \text{OH} \end{smallmatrix}$ ($\text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$). Eisen-

oxydulhydrat $\text{Fe} \begin{smallmatrix} \text{OH} \\ \text{OH} \end{smallmatrix}$ u. Eisenoxydhydrat $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Manche Elemente bilden mit Sauerstoff Verbindungen, die mehr O enthalten, als ihrer sonstigen Wertigkeit entspricht; diese heißen dann Peroxyde, z. B. H_2O_2 Wasserstoffperoxyd (Hydroperoxyd). Viel rationeller ist eine andere Methode der Benennung, die für die Metallverbindungen viel benutzt wird. Man bezeichnet danach alle Verbindungen, die das Metall in seiner niedrigeren Valenzstufe bildet, mit —o, die der höheren mit —i, und hängt daran die gebräuchlichsten Enden, wie Chlorid, Oxyd etc. z. B.

Ferrochlorid	FeCl_2	=	Eisenchlorür
Ferrichlorid	FeCl_3	=	Eisenchlorid
Ferrosoxyd	FeO	=	Eisenoxydul
Ferrioxyd	Fe_2O_3	=	Eisenoxyd

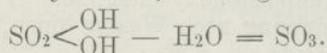
damit ist auch Ferrokarbonat, Ferrisulfat etc. ohne weiteres verständlich.

Eine besondere Nomenklatur erfordern die Säuren und Salze. Die Säuren empfangen ihren Namen im allgemeinen von den Elementen, von denen sie sich ableiten, z. B. Schwefelsäure H_2SO_4 ; mitunter jedoch

auch von einem besonders wichtigen ihrer Salze, aus denen sie dargestellt werden, z. B. Salpetersäure HNO_3 , die aus dem Salpeter; Salzsäure HCl , die aus dem Kochsalz dargestellt wird. Bildet das Element außer dieser Säure noch eine mit geringerem Sauerstoffgehalt, so heißt diese die —ige Säure. So z. B.:

Schwefelsäure	H_2SO_4
schweflige Säure	H_2SO_3
Chlorsäure	HClO_3
chlorige Säure	HClO_2

Viele Säuren sind imstande, Wasser abzuspalten und in ihre Anhydride¹⁾ überzugehen.



Schwefelsäure — Anhydrid.

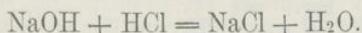
Die Salze werden gewöhnlich einfach durch Zusammenstellung der Namen ihrer Komponenten bezeichnet, z. B. schwefelsaures Natrium, salpetersaures Kalzium, kohlen-saures Kupfer. Doch haben auch die Salze jeder Säure ihre vom lateinischen Namen der Säure hergeleitete besondere Bezeichnung, die dem Metallnamen angehängt wird. So heißen die Salze der

Kohlensäure (acidum carbonicum)	Karbonate,
Salpetersäure (acidum nitricum)	Nitrate,
Schwefelsäure (acidum sulfuricum)	Sulfate,
salpetrigen Säure (acidum nitrosum)	Nitrite,
schwefligen S. (ac. sulfurosum)	Sulfite,
Chlorsäure (ac. chloricum)	Chlorate,
Phosphorsäure (ac. phosphoricum)	Phosphate,
phosphorigen S. (ac. phosphorosum)	Phosphite,
Kieselsäure (silex der Kiesel)	Silikate,
Essigsäure (ac. aceticum)	Acetate,
Oxalsäure (ac. oxalicum)	Oxalate,
Weinsäure (ac. tartaricum)	Tartrate

usw., also z. B. Kupfersulfat, Baryumnitrat, Magnesiumsilikat.

1) $\alpha\nu$ und Эδωρ Wasser, als wasserlos.

Besondere Benennung erfordern die Salze der Chlor-, Brom-, Jod-, Fluorwasserstoffsäure. Weil bei ihnen der „Säurerest“ keinen Sauerstoff enthält, sondern das Element selbst ist, fallen sie mit den Chloriden, Bromiden, Jodiden, Fluoriden der betr. Metalle zusammen und werden demgemäß so bezeichnet. Salzsäures Natron ist gleich Chlornatrium.



Man faßt auch diese Verbindungen, da man die vier obengenannten Elemente als Halogene (Salzbildner) bezeichnet, als Halogenide zusammen.

Klassifikation der Elemente.

Das Bedürfnis, die große Anzahl der Elemente zu ordnen, in größere Gruppen zusammenzufassen, hat sich schon früh gezeigt. Zwei große Gruppen scheinen sich von selbst darzubieten. Auf der einen Seite die Metalle, ihnen entgegengestellt die Nichtmetalle oder Metalloide. So einleuchtend auf den ersten Blick diese Einteilung ist, so mangelhaft ist sie in wissenschaftlicher Beziehung. Denn es ist völlig unmöglich, die „Metalle“ einwandfrei abzugrenzen. Nimmt man ihre äußeren Eigenschaften, ihren Glanz, ihre Dehnbarkeit etc. als Grundlage, so schließt man damit eine Anzahl von Elementen ein, die in chemischer Beziehung eng mit Nichtmetallen zusammengehören, z. B. Antimon, das zweifellos äußerlich ein „Metall“ ist, aber chemisch zum Stickstoff zu stellen ist, andererseits schließt man den Wasserstoff aus, der zwar kein „Metall“ ist, aber chemisch sicher zu ihnen gehört. Und macht man den chemischen Unterschied zur Grundlage, daß die Metalle basenbildende, die Nichtmetalle säurebildende Elemente sind, so fällt eigentlich die ganze Klassifikation zusammen, denn so zweifellose Metalle wie das Mangan, das Gold, das Chrom sind Säurebildner. Trotz alledem hat diese Einteilung in Metalle und Metalloide, wenn man sie mit den Beschränkungen an-

Periodisches System der Elemente.

Valenz bei den Verbindungen mit Wasserstoff oder Halogenen: Valenz bei Sauerstoffverbindungen:	I.		II.		III.		IV.		V.		VI.		VII.		VIII.	
	Gruppe	Gruppe	Gruppe	Gruppe	Gruppe	Gruppe	Gruppe	Gruppe	Gruppe	Gruppe	Gruppe	Gruppe	Gruppe	Gruppe	Gruppe	Gruppe
1 wertig	1 wertig	2 wertig	3 wertig	4 wertig	5 wertig	2 wertig	1 wertig									
2 wertig	2 wertig	3 wertig	4 wertig	5 wertig	6 wertig	6 wertig	6 wertig									
3 wertig	3 wertig	4 wertig	5 wertig	6 wertig	6 wertig	6 wertig	6 wertig									
4 wertig	4 wertig	5 wertig	6 wertig													
5 wertig	5 wertig	6 wertig	6 wertig	6 wertig	6 wertig	6 wertig	6 wertig									
6 wertig	6 wertig	6 wertig	6 wertig	6 wertig	6 wertig	6 wertig	6 wertig									
7 wertig	7 wertig	6 wertig	6 wertig	6 wertig	6 wertig	6 wertig	6 wertig									
8 wertig	8 wertig	6 wertig	6 wertig	6 wertig	6 wertig	6 wertig	6 wertig									
9 wertig	9 wertig	6 wertig	6 wertig	6 wertig	6 wertig	6 wertig	6 wertig									
10 wertig	10 wertig	6 wertig														
11 wertig	11 wertig	6 wertig														

w
Ein
daf
uns
fika
dis
Sys
At
doc
ver
ein
und
ger
ma
an
na
El
stin
und
(2
teil
At
Bon
Flu
7 C

Reg
Sau
den
dar
die
Gr
nic
ord
dec
auc
dar

folg

wendet, daß sie eben nur im allgemeinen, nicht in allen Einzelheiten Wert hat, großen praktischen Nutzen, so daß auch wir uns ihrer noch bedienen wollen, obwohl uns heute eine wissenschaftlich unanfechtbare Klassifikation der Elemente zur Verfügung steht, das **periodische System** der Elemente. Der Gedanke, der diesem System zugrunde liegt: die Elemente mit Hilfe ihrer Atomgewichte zu ordnen, ist ebenfalls ziemlich alt, doch seine konsequente Durchführung in einem System verdanken wir zwei Forschern, die unabhängig von einander ihre Gedanken entwickelten: Mendelejeff und Lothar Meyer. Der Grundgedanke des jetzt allgemein angenommenen Systems ist folgender: Wenn man alle Elemente nach ihrem Atomgewicht anordnet, so ergibt sich, daß jedem Element nach je 7 Gliedern ein ihm nahe verwandtes Element folgt. Noch prägnanter ist die Übereinstimmung, wenn man die beiden ersten Siebenerreihen und dann immer Reihen von je 17 untereinander stellt (2 kleine, 3 große Perioden). Doch muß bei dieser Einteilung der Wasserstoff fortfallen. Die sieben kleinsten Atomgewichte haben dann Lithium (7), Beryllium (9), Bor (11), Kohlenstoff (12), Stickstoff (14), Sauerstoff (16), Fluor (19). Das sind also die Anfangsglieder der 7 Gruppen, die die Tabelle auf Seite 42 zeigt.

Dies System zeigt uns vor allem die eigentümliche Regelmäßigkeit der Valenzverteilung. Die Valenz zum Sauerstoff nimmt stetig zu, die zum Wasserstoff resp. den Halogenen nimmt bis zur vierten Gruppe zu, um dann wieder zu sinken. Schwierig zu beurteilen ist die Stellung der Elemente, die wir in der achten Gruppe untergebracht haben, weil sich diese Gruppen nicht ganz zwanglos in den Rahmen der Perioden einordnen lassen. Die von Ramsay in jüngster Zeit entdeckten neuen Gase der atmosphärischen Luft bilden auch eine Reihe: Helium (4), Neon (20), Argon (40), dann noch Krypton (81) und Xenon (127).

Nach dem periodischen System ergeben sich nun folgende Gruppen von Elementen, nach denen wir

innerhalb der beiden großen Hauptabteilungen der Metalle und Metalloide unseren Stoff einteilen wollen:

A. Nichtmetalle.

- I. Wasserstoff.
- II. Die Halogene: Fluor, Chlor, Brom, Jod.
- III. Sauerstoff, Schwefel, Selen, Tellur.
- IV. Stickstoff, Phosphor, Arsen, Antimon, Vanadin, Niob, Tantal.
- V. Die Edelgase (Neon, Argon etc.).
- VI. Kohlenstoff, Silicium, Titan, Zirkonium, Thorium.
- VII. Bor (Übergang zu den Metallen).

B. Metalle.

- I. Alkalimetalle: Lithium, Natrium, Kalium, Rubidium, Caesium.
- II. Alkalische Erden: Kalzium, Strontium, Baryum.
- III. Beryllium, Magnesium, Zink, Kadmium, Quecksilber.
- IV. Kupfer, Silber, Gold.
- V. Aluminium, Gallium, Indium, Cerium, Thallium, Scandium, Yttrium, Ytterbium.
- VI. Germanium, Zinn, Blei; — Wismut.
- VII. Eisen, Nickel, Kobalt, Mangan.
- VIII. Chrom, Molybdän, Wolfram, Uran.
- IX. Platinmetalle: Platin, Iridium, Osmium, Palladium, Rhodium, Ruthenium.

4/103 mit S
minimale
sä

(S