

Erste Abteilung.

Allgemeine Chemie.

Einleitung.

Die Naturwissenschaften umfassen die Lehre von den Naturobjekten in allen ihren Beziehungen und zerfallen in die speziellen Naturwissenschaften, von denen jede sich mit einem bestimmten Naturreich oder einem Teile desselben beschäftigt, und die allgemeinen Naturwissenschaften, welche an kein bestimmtes Naturreich gebunden sind und die Physik und Chemie umfassen.

Die bisher gebräuchliche Einteilung der Naturwissenschaften in deskriptive und spekulative oder in Naturbeschreibung und Naturlehre (letztere Chemie und Physik umfassend) ist nicht mehr den Verhältnissen entsprechend. So ist z. B. einerseits die Chemie, da sie ja auch die äußeren Eigenschaften der chemischen Substanzen berücksichtigt, zugleich eine beschreibende Naturwissenschaft, andererseits aber sind Botanik und Zoologie, da sie nicht nur die Gestaltung der Pflanzen und Tiere erforschen, sondern auch die in diesen stattfindenden chemischen und physikalischen Vorgänge, sowohl beschreibende als spekulative Naturwissenschaften.

Die Physik und die Chemie betrachten die infolge der gegenseitigen Einwirkung der Körper stattfindenden Veränderungen.

Die Physik beschäftigt sich mit solchen Veränderungen der Körper, bei welchen die Substanz der Körper selbst unverändert bleibt. (Veränderungen des Ortes, des Aggregatzustandes, der Größe, Farbe, Temperatur etc.)

Die Physik ist die Wissenschaft von den Zustandsveränderungen der Körper, und ihre Grundlage bildet das Prinzip der Erhaltung der Kraft, d. h. bei keinem physikalischen Vorgange findet ein Verlust an Kraft statt, sondern nur eine Umwandlung derselben in eine andere Form.

Die Chemie beschäftigt sich mit solchen Veränderungen, bei welchen die Substanz der Körper selbst eine Veränderung erleidet.

Z. B. Schwefel und Kupfer miteinander vermischt geben ein scheinbar gleichartiges, graugrünes Pulver, in welchem man jedoch durch das Mikroskop die Kupfer- und Schwefelteilchen deutlich unterscheiden und dieselben durch Abschlämmen mit Wasser wieder trennen kann; werden sie aber zusammen erhitzt, so entsteht ein schwarzer Körper, in dem auch mit dem Mikroskope nichts Ungleicherartiges zu sehen ist und aus welchem auf mechanischem Wege weder Kupfer noch Schwefel wieder zu erhalten ist und der weder die Eigenschaften des Schwefels noch die des Kupfers erkennen läßt.

Die Chemie ist die Wissenschaft vom Stoffe und seinen Änderungen, und ihre Grundlage bildet das Prinzip der Erhaltung des Stoffes (S. 8), das heißt bei keinem chemischen Vorgange findet ein Verlust an Materie statt, dieselbe ist ebenso unzerstörbar wie unerschaffbar.

Eine genauere Definition von Chemie und Physik ergibt sich aus den späteren Betrachtungen. (Siehe ferner S. 32.)

Einteilung der Chemie.

Man unterscheidet die reine Chemie, welche sich mit der Chemie nur um ihrer selbst willen beschäftigt, von der angewandten Chemie, welche die Chemie in Bezug auf besondere Interessen nutzbar macht.

1. Die reine oder wissenschaftliche Chemie zerfällt in:

a. Die allgemeine oder theoretische Chemie. Dieselbe betrachtet die Gesetze, unter denen chemische Vorgänge stattfinden, ferner die theoretischen Ansichten, welche in der Chemie Anerkennung gefunden haben oder Berücksichtigung verdienen.

Ein Teil der theoretischen Chemie, die physikalische Chemie, umfaßt das breite Zwischengebiet, auf dem sich Chemie und Physik begegnen; dieses Gebiet gehört seinem Inhalte nach zur Chemie, wird aber mit den Hilfsmitteln der Physik bebaut.

Die stofflichen Änderungen, die chemischen Vorgänge, sind stets von Änderungen des Zustandes, von physikalischen Vorgängen, begleitet, was nicht auf Zufall beruht, sondern auf ursächlichem Zusammenhang.

b. Die spezielle Chemie. Dieselbe betrachtet alles, was hinsichtlich der einzelnen Substanzen erforscht ist.

2. Die angewandte Chemie zerfällt in medizinische, pharmazeutische, technische, landwirtschaftliche, physiologische Chemie etc., insofern sie in ihrer Anwendung auf Medizin, Pharmazie, Technik etc. betrachtet wird und als Hilfswissenschaft dieser Doktrinen erscheint.

Man unterscheidet ferner analytische Chemie, welche die zusammengesetzten Körper in einfachere oder in Urstoffe zerlegen lehrt, und synthetische Chemie, welche die zusammengesetzten Körper aus einfacheren oder ihren Urstoffen aufbauen lehrt.

Die spezielle Chemie zerfällt nach der Art des behandelten Stoffes in eine anorganische und eine organische.

Die anorganische Chemie betrachtet die Elemente oder Urstoffe (S. 4) und deren Verbindungen mit Ausnahme derjenigen des Kohlenstoffs.

Die organische Chemie betrachtet die Verbindungen des Kohlenstoffs.

Diese Verbindungen sind in so großer Anzahl bekannt und besitzen so vielfache Beziehungen zu einander, daß sie aus praktischen Gründen gesondert und erst nach den anderen Verbindungen abgehandelt werden.

Nur die Verbindungen des Kohlenstoffs mit Sauerstoff, Schwefel und den Schwermetallen werden wegen ihres abweichenden chemischen Verhaltens etc. bereits in der anorganischen Chemie betrachtet.

Die organische Chemie betrachtete früher nur die verbrennbaren Verbindungen, welche im pflanzlichen und tierischen Organismus vorkommen; während nämlich in der unbelebten Natur sich nur wenige Kohlenstoffverbindungen finden, enthalten alle vorerwähnten Verbindungen Kohlenstoff und Wasserstoff, die meisten auch Sauerstoff, viele noch Stickstoff, einige außerdem Schwefel und Phosphor.

Man konnte früher nur anorganische Körper, aber keine dieser organischen Verbindungen künstlich darstellen und glaubte daher, nur der Lebensprozess könne sie erzeugen. Nachdem aber WÖHLER im Jahre 1828 den Harnstoff, ein charakteristisches Lebensprodukt, aus seinen Elementen aufbauen lehrte, kam man zur Einsicht, daß für die Produkte der belebten und unbelebten Natur die gleichen

Gesetze gelten, und daß die Annahme einer besonderen Lebenskraft keine Berechtigung habe.

Seitdem ist nun eine große Anzahl organischer Verbindungen, welche Produkte des pflanzlichen oder tierischen Organismus sind, künstlich dargestellt worden, und ebenso eine große Anzahl solcher Verbindungen, welche den in der Natur vorkommenden nahe- stehen, ferner noch unzählige andere, so daß eine Trennung in organische und anorganische Chemie nach den älteren Ansichten unmöglich geworden ist.

Organisierte Körper. Streng zu trennen von dem Begriffe organisch ist der Begriff organisiert. Viele organische Körper, z. B. Stärke, Zellstoff, Muskelfibrin etc. sind organisiert, d. h. sie haben eine eigentümliche Struktur, welche in ihrer einfachsten Form als Zelle auftritt. Diese Struktur ist das Ergebnis des Lebensprozesses und kann künstlich nicht erzielt werden, während es kaum zweifelhaft ist, daß die nicht organisierten, also die amorphen, kristallisierten oder flüssigen Verbindungen mit der Zeit alle künstlich dargestellt werden können.

Elemente und zusammengesetzte Körper.

Alle existierenden Körper zerfallen in:

1. **Zusammengesetzte Körper oder Verbindungen.** Dieselben lassen sich in zwei oder mehrere unter sich und von dem ursprünglichen Körper verschiedene Stoffe, die Elemente oder Urstoffe, zerlegen.

Jeder bestimmt zusammengesetzte Körper enthält stets dieselben Elemente und zwar in unveränderlichen Gewichtsverhältnissen.

2. **Einfache Körper, Elemente oder Urstoffe.** Dieselben haben sich bis jetzt durch kein Mittel in einfachere Bestandteile zerlegen lassen. Bei ihrer chemischen Vereinigung verschwinden die Eigenschaften dieser einfachen Körper ganz oder teilweise, indem zusammengesetzte Körper mit neuen Eigenschaften entstehen, wobei aber die Materie der einfachen Körper selbst unverändert bleibt. Man kennt gegenwärtig mit Sicherheit 66 Elemente (siehe Tabelle auf Seite 24), ausserdem sind noch 11 Körper als Elemente beschrieben worden, welche aber jedenfalls nur Gemenge von unbekanntem Elementen sind, deren Isolierung erst durch verbesserte Hilfsmittel gelingen wird.

Einige Elemente sind sehr häufig und allgemein verbreitet; Sauerstoff z. B. ist in der Atmosphäre, im Wasser und in der

festen Erdkruste in solcher Menge enthalten, daß er ungefähr die Hälfte des Gewichtes unseres Planeten ausmacht, während andere Elemente, wie Cer, Didym und Lanthan, nur an einigen Orten und in sehr geringer Menge vorkommen. Die Elemente sind auf der Erde sehr unregelmäßig verteilt; in der Luft kommen nur 4 vor, im Wasser (Meere) sind etwa 30 gefunden worden, während sie alle in der Erdrinde mehr oder minder zerstreut enthalten sind.

Die Hauptmasse der Erdrinde (die krystallinischen Gesteine) besteht jedoch nur aus folgenden 8 Elementen in 100 Teilen:

Sauerstoff	44,0—48,7.	Calcium	6,6—0,9.
Silicium	22,8—36,2.	Magnesium	2,7—0,1.
Aluminium	9,9— 6,1.	Natrium	2,4—2,5.
Eisen	9,9— 2,4.	Kalium	1,7—3,1.

Wie die Spektralanalyse zeigt, bilden die Elemente, aus denen der der Untersuchung zugängliche Teil der Erde besteht, auch die übrigen Weltkörper.

Ohne Zweifel existieren neben den sicher bekannten 66 Elementen und den 11 zweifelhaften Elementen noch andere, bis jetzt vollkommen ungekannte.

Nach geologischen Hypothesen besteht der Erdkern aus feurig-flüssigen Substanzen, von denen bei vulkanischen Ausbrüchen kleine Mengen an die Oberfläche gelangen. Da nun der Radius der Erde 860 Meilen, die feste Kruste aber nur etwa 5 Meilen beträgt, so wäre es wohl möglich, daß sich im Innern der Erde noch Elemente befinden, welche wegen ihres hohen spezifischen Gewichtes und ihrer geringen Flüchtigkeit noch nicht bis an die Erdoberfläche gelangen konnten. Sehr wahrscheinlich wird diese Ansicht dadurch, daß das spezifische Gewicht der Erde gleich 5,6, das der festen Schale nur 2,5 ist. Ferner läßt das periodische System der Elemente (siehe dieses) die Existenz zahlreicher noch unbekannter Elemente voraussehen.

Chemische Umsetzungen.

Jeder Körper würde bei Fernhaltung des Einflusses anderer Stoffe oder Kräfte seine Eigenschaften und seine Zusammensetzung unverändert beibehalten. Chemische Veränderungen (chemische Umsetzungen) der Körper sind stets von einer Energieänderung (das heißt einer Entwicklung oder Absorption von Wärme, Elektrizität, Licht etc. (S. 33)) begleitet; sie werden durch verschiedene Ursachen hervorgebracht und können namentlich in folgenden Formen stattfinden:

1. Elemente vereinigen sich zu zusammengesetzten Körpern, oder letztere zerfallen in die sie bildenden Elemente.

2. Zusammengesetzte Körper vereinigen sich miteinander, oder komplizierter zusammengesetzte Körper zerfallen in einfacher zusammengesetzte oder in Elemente.

3. Zusammengesetzte Körper tauschen gegenseitig einige ihrer Bestandteile aus.

4. Elemente setzen Bestandteile zusammengesetzter Körper in Freiheit und treten an deren Stelle.

5. Substanzen nehmen vollkommen andere Eigenschaften an, ohne daß dabei eine Änderung in ihrer chemischen Zusammensetzung stattfindet (Erklärung dieses Vorganges siehe bei Isomerie und Allotropie).

Als Hauptursache der chemischen Umsetzungen betrachtet man eine zwischen den einzelnen Elementen wirkende Anziehungskraft, welche herkömmlich als „Chemische Verwandtschaft oder chemische Affinität“ bezeichnet wird, trotzdem gerade nicht die sich nahestehenden, sondern die in ihrem Verhalten am meisten verschiedenen Elemente am leichtesten sich miteinander verbinden.

Die chemische Affinität unterscheidet sich von anderen anziehenden Kräften, wie Schwerkraft, Magnetismus, dadurch, daß sie nicht auf die Entfernung wirkt, weshalb Körper, welche sich chemisch vereinigen sollen, in unmittelbare Berührung miteinander gebracht werden müssen (siehe unten). Die Größe der chemischen Affinität der Elemente zu einander ist eine sehr verschiedene; Versuche diese Größe für die einzelnen Elemente festzustellen, haben bis jetzt keinen Erfolg gehabt, hingegen ist die chemische Energie oder Spannkraft genauen Messungen zugänglich (s. S. 33).

Neben der chemischen Affinität können, dieselbe unterstützend oder ihr entgegenwirkend, bei chemischen Umsetzungen auch Wärme, Elektrizität, Licht und mechanische Erschütterung thätig sein. Die Wirkung dieser Kräfte, welche bekanntlich nur verschiedene Bewegungsformen darstellen, besteht in Mitteilung von Bewegung auf die chemische Substanz (resp. auf die Atome, S. 12), wodurch die chemischen Umsetzungen eingeleitet oder erst ermöglicht werden.

1. Wärme. Die Erwärmung bis zu einem gewissen Grade steigert in der Regel die Reaktionsfähigkeit der Körper, andererseits bewirkt das Erwärmen über eine gewisse Grenze das Zerfallen zusammengesetzter Körper in ihre Bestandteile. Erhitzt man Queck-

silber an der Luft, so entzieht es dieser Sauerstoff und verwandelt sich in rotes Quecksilberoxyd; erhitzt man dieses weiter bis zum Glühen, so zerfällt es wieder in Quecksilber und Sauerstoff. Unterhalb -125° finden chemische Umsetzungen nicht mehr statt.

2. Der elektrische Funke bewirkt durch Temperaturerhöhung in einigen Fällen chemische Vereinigung, in anderen Zersetzung. Der elektrische Strom bewirkt nur Zersetzung (Elektrolyse) und ist das mächtigste Zersetzungsmittel, welches wir kennen. Geschmolzene oder gelöste chemische Verbindungen werden durch den elektrischen Strom zersetzt, wenn sie Leiter desselben sind. Die Elemente, die sich dabei am negativen Pole abscheiden (z. B. Wasserstoff, Kalium) nennt man elektropositive, diejenigen, welche sich am positiven Pole abscheiden (z. B. Sauerstoff, Chlor) elektronegative. (Siehe ferner S. 10 c.)

3. Licht wirkt verbindend oder zersetzend (Photographie).

4. Mechanische Erschütterung (Stoß, Kompression etc.) kann die Zersetzung einer Anzahl von Verbindungen bewirken und zwar meistens unter Explosion, sowie auch die Vereinigung mancher Stoffe miteinander; in manchen Fällen ist die durch die mechanische Einwirkung erzeugte Wärme die Ursache des chemischen Umsatzes.

Fernerhin können die chemische Affinität unterstützen oder anregen die Innigkeit der Berührung, der Entstehungszustand, der Grad der Löslichkeit oder Flüchtigkeit der entstehenden Produkte, sowie die bloße Gegenwart dritter Körper, die sich nicht am Umsatze beteiligen.

1. Die Innigkeit der Berührung. Substanzen wirken im flüssigen oder gasförmigen Zustande leichter aufeinander ein, als im festen; gepulverte oder amorphe Substanzen zeigen meist eine größere Reaktionsfähigkeit als kompakte oder krystallisierte. In vielen Fällen findet aber selbst bei der innigsten Berührung kein chemischer Umsatz statt, sondern es bedarf, wenigstens um die Reaktion einzuleiten, noch äußerer physikalischer Einwirkungen.

2. Der Entstehungszustand (Status nascens, S. 16 d). Eine gesteigerte Reaktionsfähigkeit zeigen die Körper in dem Momente ihrer Abscheidung aus Verbindungen (in statu nascendi). Leitet man z. B. Wasserstoff durch Salpetersäure, so wird diese nicht verändert; bringt man aber Salpetersäure in eine Flüssigkeit, in der sich Wasserstoff entwickelt, so wird sie in Ammoniak und Wasser übergeführt.

3. Der Grad der Löslichkeit und Flüchtigkeit der Produkte, welche aus den aufeinander einwirkenden Substanzen entstehen. In Lösungen verbinden sich stets diejenigen Körper, welche unlösliche oder schwerlösliche Verbindungen bilden können. Wird z. B. eine wässrige Lösung von kohlensaurem Kalium mit Essigsäure versetzt, so entsteht essigsäures Kalium, und es entweicht Kohlensäure; leitet man aber Kohlensäure in eine wein-

geistige Lösung von Kaliumacetat, so bildet sich kohlen-saures Kalium und freie Essigsäure, weil das kohlen-saure Kalium in Weingeist unlöslich ist.

Nicht oder wenig flüchtige Körper von schwacher Reaktionsfähigkeit scheiden bei höherer Temperatur flüchtige Körper von starker Reaktionsfähigkeit aus.

4. Kontaktwirkungen. Die Gegenwart kleiner Mengen gewisser Substanzen veranlaßt zuweilen, ohne daß diese Substanzen dabei wahrnehmbar verändert werden, die chemische Vereinigung großer Mengen anderer Körper. Man nennt solche Substanzen Kontaktsubstanzen und ihre Wirkung Kontaktwirkung oder Katalyse. Ein Gemenge von Wasserstoff und Sauerstoff verbindet sich bei gewöhnlicher Temperatur nicht, dagegen momentan und unter Explosion bei Gegenwart von feinverteiltem Platinmetall, welches hierbei keine Veränderung erleidet. Die Annahme, daß die betreffenden Substanzen nur durch Berührung wirken, ist kaum berechtigt; die Kontaktsubstanzen werden derart wirken, daß sie sich zuerst mit dem einen Körper (z. B. Sauerstoff) vereinigen und dann diesen an den anderen Körper (z. B. an Wasserstoff) abgeben und folglich als Überträger wirken.

Gewichts- und Raumverhältnisse bei chemischen Vorgängen.

Die Vereinigung einfacher Körper zu zusammengesetzten erfolgt nach ganz bestimmten Gesetzen. Die Lehre von den Gesetzmäßigkeiten, nach welchen sich die Elemente vereinigen und ihre Anwendung zu chemischen Berechnungen, bezeichnet man als Stöchiometrie (*στοιχείον*, Grundstoff, Element, *μετρεῖν*, messen).

1. Gesetz der Erhaltung des Stoffes.

Das Gesamtgewicht der bei einer Verbindung oder Zersetzung erhaltenen Körper ist stets gleich der Summe der Gewichte aller sich bei diesen Vorgängen beteiligenden Körper.

Der oberflächlichen Beobachtung scheint dieses Gesetz zu widersprechen, denn wenn man z. B. eine Kerze verbrennt, so scheint Materie zu verschwinden. Bei näherer Untersuchung zeigt sich aber, daß bei der Verbrennung der Kerze sich gasförmige, nicht direkt wahrnehmbare Produkte (Kohlendioxid und Wasserdampf) bilden, und daß die Gewichte dieser Produkte genau dem Gewichte der verbrannten Kerze + dem Gewichte des bei der Verbrennung verbrauchten Sauerstoffs entsprechen.

2. Gesetz der konstanten Proportionen.

a. Die Elemente vereinigen sich zu Verbindungen

nicht in beliebigen, sondern nur in ganz bestimmten, unabänderlichen Gewichtsverhältnissen.

Fast für alle Verbindungen sind die konstanten Verbindungsverhältnisse erforscht; man hat die bei der Analyse und Synthese erhaltenen Zahlen zuerst jedesmal für 100 Gewtle. der Verbindung berechnet, bald aber auch gesucht, diesem Verhältnisse den einfachsten und klarsten Ausdruck zu geben und es in Übereinstimmung mit den Verbindungsverhältnissen aller anderen Körper zu bringen. Man ist deshalb dahin übereingekommen, den Wasserstoff, welcher stets in kleinster Gewichtsmenge in den Verbindungen auftritt, als Einheit anzunehmen und darauf die kleinsten Gewichtsmengen zu beziehen, die von anderen Elementen nötig sind, um mit 1 Gewtl. Wasserstoff eine chemische Verbindung zu bilden. Entzündet man z. B. ein Gemenge von Wasserstoff und Sauerstoff, so verbindet sich 1 Gewtl. Wasserstoff mit 8 Gewtln. Sauerstoff zu Wasser, und jeder Überschuss entweder von Wasserstoff oder von Sauerstoff bleibt ungebunden.

In demselben Verhältnisse, wie sich Wasserstoff und Sauerstoff miteinander verbinden, treten sie auch mit je einer ganz bestimmten Menge aller anderen Elemente zusammen. So verbindet sich 1 Gewtl. Wasserstoff mit 4,666 Gewtln. Stickstoff zu Ammoniak, 4,666 Gewtle. Stickstoff verbinden sich mit 8 Gewtln. Sauerstoff zu Salpetrigsäureanhydrid, 1 Gewtl. Wasserstoff verbindet sich mit 3 Gewtln. Kohlenstoff zu Sumpfgas, und ebenso treten 3 Gewtle. Kohlenstoff mit 8 Gewtln. Sauerstoff zu Kohlendioxyd zusammen. 1 Gewtl. Wasserstoff und 16 Gewtle. Schwefel bilden Schwefelwasserstoff, 16 Gewtle. Schwefel und 3 Gewtle. Kohlenstoff geben Schwefelkohlenstoff. (Gewichtsteil = Gewtl.)

1 Gewtl. Wasserstoff verbindet sich mit 35,4 Gewtln. Chlor, mit 80 Gewtln. Brom, mit 127 Gewtln. Jod. Mit 8 Gewtln. Sauerstoff, mit 16 Gewtln. Schwefel, mit 35,4 Gewtln. Chlor, 80 Gewtln. Brom, 127 Gewtln. Jod etc. vereinigen sich 39 Gewtle. Kalium, 23 Gewtle. Natrium, 28 Gewtle. Eisen, 100 Gewtle. Quecksilber, 31,7 Gewtle. Kupfer etc. Ist bei der Vereinigung das Gewichtsverhältnis zweier dieser Stoffe ein anderes, so bleibt der Überschuss des einen oder anderen Stoffes unverändert zurück.

Erhitzt man z. B. 100 Gewtle. Eisen und 100 Gewtle. Schwefel, so werden von je 28 Gewtln. Eisen 16 Gewtle. Schwefel gebunden, folglich von 100 Gewtln. Eisen 57,14 Gewtle. Schwefel, und $100 - 57,14 = 42,86$ Gewtle. Schwefel bleiben unzersetzt zurück:

$$\begin{array}{ccccccc} \text{Eisen} & \text{Schwefel} & & \text{Eisen} & \text{Schwefel} & & \\ 28 & : & 16 & = & 100 & : & x \quad (x = 57,14). \end{array}$$

b. Die Gewichtsverhältnisse, in denen sich die Elemente verbinden, sind dieselben, in welchen sie sich bei chemischen Umsetzungen austauschen oder verdrängen.

Wird z. B. in Jodkaliumlösung Chlor geleitet, so wird das Jod ausgeschieden, und das Chlor verbindet sich mit dem Kalium, wobei an Stelle von 127 Gewtln. Jod stets 35,4 Gewtle. Chlor treten.

Stellt man in eine Lösung von Chlorquecksilber (Verbindung von 100 Gewtl. Quecksilber und 35,4 Gewtl. Chlor) einen Kupferstab, so geht das Kupfer in Lösung und das Quecksilber wird abgeschieden, und zwar verbinden sich mit den 35,4 Gewtl. Chlor statt der 100 Gewtle. Quecksilber 31,7 Gewtle. Kupfer.

c. Bei der Elektrolyse chemischer Verbindungen stehen deren an den beiden Polen durch den gleichen Strom abgeschiedenen Elementarbestandteile ebenfalls in den vorerwähnten Gewichtsverhältnissen zu einander (FARADAYS Gesetz); z. B. werden aus Ammoniak am positiven Pole in derselben Zeit 4,66 Gewtle. Stickstoff abgeschieden, wie am negativen Pole ein Gewtl. Wasserstoff, aus Schwefelwasserstoff in derselben Zeit 16 Gewtle. Schwefel, wie am negativen Pole 1 Gewtl. Wasserstoff etc.

d. Wenn sich gasförmige Körper miteinander vereinigen, so geschieht dies nicht nur nach unveränderlichen Gewichts-, sondern auch nach bestimmten einfachen Raumverhältnissen. Das Volumen einer durch chemische Vereinigung von Gasen entstandenen Verbindung ist, vorausgesetzt, daß diese gleichfalls im Gaszustande gemessen wird, entweder gleich der Summe der Volumina der Bestandteile, oder es ist in einem durch ganze Zahlen ausdrückbaren Verhältnisse verkleinert (GAY-LUSSACSches Volumgesetz).

Das Produktvolumen nimmt immer, wie verschieden auch die Summe der zusammentretenden Volumina sein mag, den Raum von 2 Volumen ein, wenn man den Raum von 1 Vol. Wasserstoff als Einheit nimmt.

- 1 Vol. (= 1 Gewtle.) Wasserstoff + 1 Vol. (= 35,4 Gewtle.) Chlor bilden 2 Vol. (= 36,4 Gewtle. Chlorwasserstoff.
- 2 Vol. (= 2 Gewtle.) Wasserstoff + 1 Vol. (= 16 Gewtle. Sauerstoff bilden 2 Vol. (= 18 Gewtle. Wassergas.
- 3 Vol. (= 3 Gewtle.) Wasserstoff + 1 Vol. (= 14 Gewtle. Stickstoff bilden 2 Vol. (= 17 Gewtle. Ammoniak.
- 4 Vol. (= 4 Gewtle.) Wasserstoff + 1 Vol. (= 12 Gewtle. Kohlenstoff bilden 2 Vol. (= 16 Gewtle.) Sumpfgas.

Da die Gase, wie alle Körper, sich auch nur nach bestimmten Gewichtsverhältnissen verbinden, so müssen die Gewichte der sich verbindenden Gasvolumina zu den erwähnten Verbindungsgewichten derselben in enger Beziehung stehen.

Da sich 1 Gewtl. Wasserstoff mit 8 Gewtl. Sauerstoff, oder 2 Vol. Wasserstoff mit 1 Vol. Sauerstoff zu Wasser verbinden, so wird sich das Gewicht von 2 Vol. Wasserstoff zu dem von 1 Vol. Sauerstoff wie 1:8 verhalten, ferner das Gewicht von 3 Vol. Wasserstoff zu dem sich damit verbindenden Gewicht von 1 Vol. Stickstoff wie 1:4,666 etc.

3. Gesetz der multiplen Proportionen.

Die Elemente können sich unter verschiedenen Bedingungen in mehr als einem Gewichtsverhältnisse verbinden, was dem Gesetz der konstanten Proportionen zu widersprechen scheint; betrachtet man aber diese Gewichtsverhältnisse näher, so findet man, daß sie stets ein ganzes Vielfaches des niedrigsten Verbindungsgewichtes des betr. Elementes sind.

Wir sahen z. B., daß sich stets 8 Gewtle. Sauerstoff oder 4,666 Gewtle. Stickstoff mit gewissen Mengen anderer Elemente verbinden. Die niedrigste Verbindung des Stickstoffs mit Sauerstoff besteht aber aus 14 Gewtl. Stickstoff und 8 Gewtl. Sauerstoff. Die Zahl 14 ist aber ein ganzes Vielfaches von 4,666.

Stickstoff bildet mit Sauerstoff fünf verschiedene Verbindungen:

3 × 4,666	„	„	„	16 (2 × 8) Gewtl. Sauerstoff liefern
				Stickoxyd.
3 × 4,666	„	„	„	24 (3 × 8) Gewtl. Sauerstoff liefern
				Salpetrigsäureanhydrid.
3 × 4,666	„	„	„	32 (4 × 8) Gewtl. Sauerstoff liefern
				Stickdioxyd.
3 × 4,666	„	„	„	40 (5 × 8) Gewtl. Sauerstoff liefern
				Salpetersäureanhydrid.

Mangan und Sauerstoff geben ebenfalls fünf Verbindungen:

27,5 Gewtle. Mangan und 8 Gewtle. Sauerstoff geben	Manganoxydul.
82,5 (3 × 27,5) „ „ 32 (4 × 8) „ „	Manganoxyduloxyd.
55 (2 × 27,5) „ „ 24 (3 × 8) „ „	Manganoxyd.
27,5 „ „ 16 (2 × 8) „ „	Mangan-superoxyd.
55 (2 × 27,5) „ „ 56 (7 × 8) „ „	Übermangan-säureanhydrid.

Äquivalentgewichte.

Die vorstehend der Einfachheit wegen gebrauchten, auf Wasserstoff als Einheit berechneten Gewichtsmengen, in welchen sich die Elemente verbinden und auch verdrängen, also gleichen chemischen Wert zeigen, nennt

man Äquivalentgewichte. Dieselben sind nicht mehr gebräuchlich und nicht zu verwechseln mit den nachstehend zu betrachtenden, gegenwärtig ausschliesslich verwendeten Verbindungsgewichten, den sog. Atomgewichten. Über die einfachen Beziehungen der Äquivalentgewichte zu den Atomgewichten siehe S. 29.

Atome und Moleküle.

Die Naturwissenschaften erforschen zunächst die einzelnen Naturerscheinungen in möglicher Vollständigkeit, dann suchen sie die diesen Erscheinungen zu Grunde liegenden Naturgesetze zu ermitteln und schliesslich auch die Ursachen (Naturkräfte), welche die Erscheinungen und Gesetze bedingen. Da wir aber das eigentliche Wesen der Dinge mit unseren Sinnen nicht erfassen können, müssen wir darüber gewisse Vermutungen oder Hypothesen aufstellen, aus denen heraus wir im Stande sind, die einzelnen Erscheinungen und die Gesetze nach denen sie erfolgen zu erklären. Hat sich eine Hypothese bewährt und ist also auf die Mehrzahl der beobachteten Erscheinungen stets anwendbar, so wird sie zur Theorie.

Die Gesetze der konstanten und multiplen Proportionen sind unumstößliche Thatsachen, die nachfolgend besprochene Annahme der Existenz von Atomen und Molekülen dagegen ist nur eine Theorie, welche aber viel Wahrscheinlichkeit hat, denn ohne dieselbe würde nicht nur eine große Zahl chemischer, sondern auch physikalischer Erscheinungen gänzlich einer Erklärung ermangeln.

1. Atome.

Zur Erklärung der Thatsache, dass von jedem Elemente nur eine bestimmte Gewichtsmenge oder ein ganzes Vielfaches dieser Gewichtsmenge an der Bildung einer chemischen Verbindung sich beteiligt, nimmt man an, dass die Materie aus sehr kleinen Teilchen besteht, welche mechanisch und chemisch nicht mehr weiter teilbar sind und Atome genannt werden.

Die Atome (*α* privativum und *τέμνω* ich schneide) desselben Elementes sind vollständig gleichartig, also auch von gleichem Gewichte und gleicher Größe, die Atome verschiedener Elemente aber unterscheiden sich

voneinander durch ihr verschiedenes Gewicht und ihre verschiedene Größe; von den Atomen giebt es so viele verschiedene Arten, als es verschiedene Elemente giebt.

Es ist klar, daß, wenn ein Atom Wasserstoff ein bestimmtes Gewicht, z. B. das Gewicht 1, und ein Atom Chlor das Gewicht 35,4 besitzt, diese beiden Elemente sich nur in diesem Gewichtsverhältnisse vereinigen können, und daß, wenn ein Atom Sauerstoff das Gewicht 8 besitzt, bei jeder höheren Verbindungsstufe des Stickstoffs mit dem Sauerstoff die Gewichtsmenge des letzteren sich sprungweise um die Zahl 8 oder ein Mehrfaches derselben erhöhen muß; es beruht dies eben auf der Unteilbarkeit der Atome. (DALTONS Atomtheorie.)

Nach den bisherigen Betrachtungen ist noch nicht zu entscheiden, ob die Äquivalentgewichte genannter Verbindungsgewichte, welche S. 9 bis 11 angeführt wurden, wirklich die relativen Atomgewichte ausdrücken. Bestände z. B. Wasser aus 1 Atom Wasserstoff und 1 Atom Sauerstoff, so würde das Atomgewicht des Sauerstoffs = 8 sein, wenn das Atomgewicht des Wasserstoffs als Einheit angenommen wird; es kann aber das Wasser auch aus 2 Atomen Wasserstoff und 1 Atom Sauerstoff aufgebaut sein, in welchem Falle das Atomgewicht des Sauerstoffs = 16 wäre. Um dies zu entscheiden, müssen erst noch einige wichtige Gesetze kennen gelernt werden.

2. Moleküle.

Durch Zusammenlagerung zweier oder mehrerer ungleichartiger Atome entstehen die chemischen Verbindungen; denkt man sich irgend eine chemische Verbindung durch mechanische Kräfte (Schneiden, Stossen etc.) in nicht weiter teilbare kleinste Teilchen zerlegt, so werden diese kleinsten Teilchen immer noch aus einer Gruppe von Atomen bestehen, welche dann nur noch chemisch und nicht mechanisch weiter teilbar ist und Molekül (physikalisches Atom, Molekel, von *molecula*, kleine Masse) genannt wird.

Z. B. ist ein Molekül Kochsalz ein unmeßbar kleines, mechanisch nicht weiter zerlegbares Teilchen. Läßt man aber auf dasselbe chemische Kräfte wirken, so zerfällt es noch weiter in ein Natrium- und ein Chlorteilchen, d. h. ein Molekül Kochsalz läßt sich noch in ein Atom Natrium und ein Atom Chlor zerlegen.

Bei den unzerlegbaren Körpern, den Elementen, wäre die Annahme berechtigt, daß ein Molekül zugleich ein Atom ist, denn man kann z. B. aus den kleinsten, mechanisch nicht mehr weiter teilbaren Elementarteilchen auch durch chemische Kräfte nicht weitere ungleichartige Bestandteile abscheiden; dennoch ist man aus S. 16 d. erörterten Gründen veranlaßt, auch bei den Elementen den Begriff Molekül und Atom zu trennen.

Gegenwärtig betrachtet man sowohl die Atome als die aus ihnen aufgebauten Moleküle als lebhaft bewegte Massenteile, deren Beziehungen zu einander (deren Affinität, S. 6) wesentlich durch Form und Größe ihrer Bewegungen bestimmt werden (kinetische Natur der Affinität); die Annahme einer als Anziehung gedachten Affinitätskraft der Elemente wird hierdurch überflüssig.

Aggregatzustand.

Durch Zusammenlagerung (Aggregation) der Moleküle entstehen die der Wahrnehmung zugänglichen Massen der Stoffe. Diese Aggregation kann eine verschiedenartige sein, wodurch der Aggregatzustand der Stoffe, d. h. ihr Auftreten im festen, flüssigen oder gasförmigen Zustande, bedingt wird. Die Änderung des Aggregatzustandes eines Stoffes wird nicht durch die Änderung des Zustandes der Moleküle selbst, sondern durch die Art der Bewegung der Moleküle und die Änderung der Größe des Raumes zwischen ihnen hervorgebracht. Man nimmt an, daß die Moleküle nicht dicht aneinander liegen, sondern durch Zwischenräume getrennt sind. Diese Zwischenräume sind bei Gasen so groß, daß die Moleküle selbst verschwindend klein gegen den sie trennenden Raum sind. Da aber, wie S. 36 gezeigt wird, manche Stoffe schon im gleichen Aggregatzustande bei wechselnder Temperatur ihr Molekulargewicht ändern, so ist nicht ausgeschlossen, daß die Änderung des Aggregatzustandes mitunter auch von einer Änderung des Moleküls selbst begleitet ist. Im allgemeinen stimmen aber die im gasförmigen oder flüssigen (gelösten) Zustande eines Stoffes bestimmten Molekulargewichte (S. 18) untereinander überein. Für feste (ungelöste) Stoffe ist noch keine Methode der Molekulargewichtsbestimmung bekannt.

In starren Körpern können sich die Moleküle nur um eine feste Gleichgewichtslage, schwingend oder rotierend, bewegen; in flüssigen Stoffen haben die Moleküle keine bestimmte Gleichgewichtslage mehr und besitzen daher außer der schwingenden oder rotierenden Bewegung auch eine fortschreitende, so daß jedes Molekül nach und nach von anderen Nachbarmolekülen umgeben wird; im Gas- oder Dampfzustande der Körper hört jeder gegenseitige Zusammenhang der Moleküle auf, sie bewegen geradlinig fort, bis sie sich gegenseitig oder bis sie einen Widerstand treffen, worauf sie geradlinig nach einer anderen Richtung weiter fliegen; Gase

und Dämpfe zerstreuen sich also in alle Weiten, wenn sie nicht durch für sie undurchdringliche Schranken zusammengehalten werden, auf welche sie dann einen Druck ausüben, der proportional ist der Summe der lebendigen Kraft der geradlinig fortschreitenden Bewegung aller in der Volumeinheit enthaltenen Moleküle. (Kinetische Theorie der Gase).

Bestimmung des Molekulargewichtes.

Wie sich bei den Elementen die relativ kleinsten Gewichtsmengen feststellen lassen, in welchen sie in Verbindung treten, so muß sich auch das relative Gewicht der Moleküle feststellen lassen, da ja die Gewichte der Moleküle verschiedener Körper in irgend einem Verhältnisse zu einander stehen müssen.

Die absoluten Atom- und Molekulargewichte sind für chemische Betrachtungen ohne Bedeutung; letztere lassen sich aber aus verschiedenen physikalischen Erscheinungen ebenfalls annähernd feststellen.

1. Das Molekulargewicht flüchtiger Körper läßt sich ableiten aus ihrem spezifischen Gewichte im Gaszustande auf Grund folgender Anschauungen:

a. Das MARIOTTE-BOYLESche Gesetz zeigt, daß sich die Volumina aller Gase bei gleichbleibender Temperatur umgekehrt verhalten, wie der Druck, unter dem sie stehen.

b. Das GAY-LUSSAC-DALTONSche Gesetz zeigt, daß sich die Volumina aller Gase bei Erwärmung für je 1° um einen ganz gleichen Teil ausdehnen oder bei der Abkühlung für je 1° um einen ganz gleichen Teil zusammenziehen, wenn der Druck unverändert bleibt.

Der Ausdehnungskoeffizient aller wahren Gase beträgt $\frac{1}{273}$ oder 0,003665, d. h. für jeden Grad Celsius Temperaturerhöhung dehnt sich das Gasvolum um $\frac{1}{273}$ aus.

Diese beiden für alle wahren Gase geltenden Gesetze finden ihre einfachste Erklärung durch:

c. Die AVOGADROSche Hypothese: „Gleiche Volumina aller Gase enthalten bei gleichem Drucke und gleicher Temperatur auch gleichviel Moleküle.“ Man wird daher durch Vergleichung der Gewichte gleicher Raumteile verschiedener Gase die relativen Gewichte der Moleküle feststellen können.

d. Die kleinsten Teilchen der Elemente bestehen im freien Zustande ebenfalls aus Molekülen und nicht aus Atomen.

Dies läßt sich folgendermaßen durch die AVOGADROSche Hypothese beweisen: Enthält z. B. ein bestimmtes Volumen 100 Moleküle Wasserstoff, so enthält ein gleich großes Vol. Chlor ebenso-viele Moleküle Chlor; durch Vereinigung dieses 1 Vol. Wasserstoff und des 1 Vol. Chlor erhält man 2 Vol. Chlorwasserstoff, welche folglich 200 Moleküle Chlorwasserstoff enthalten müssen. 200 Moleküle Chlorwasserstoff enthalten aber 200 Atome Wasserstoff und 200 Atome Chlor, folglich hat sich bei der Bildung von Chlorwasserstoff jedes Molekül Wasserstoff und Chlor in 2 Teile geteilt, d. h. die Moleküle des Wasserstoffs und Chlors bestehen aus je 2 Atomen.

Die Annahme von Elementarmolekülen wird durch vielfache Erscheinungen bestätigt, so durch die Existenz allotropischer Modifikationen der Elemente (siehe Ozon), durch gewisse chemische Reaktionen (siehe Wasserstoffsperoxyd), sowie durch die kräftigere Wirkung der Elemente im Entstehungszustande (S. 7), welche sich folgendermaßen erklärt: Im freien Zustande haben sich die Atome bereits zu Molekülen vereinigt und so ihre Affinitäten schon teilweise gesättigt; ferner muß, bevor ein Atom des freien Elementes in eine Verbindung eintreten kann, erst die Kraft überwunden werden, durch welche es im Molekül von den übrigen Atomen festgehalten wird; im Augenblicke der Abscheidung eines Elementes aus seiner Verbindung treten aber die freien Atome auf, die, bevor sie sich zum Molekül zusammenlagern, auf andre vorhandene Moleküle mit ihrer ganzen ungeschwächten Affinität weit energischer wirken können.

Aus vorstehenden Betrachtungen ergibt sich:

e. Molekulargewicht heißt die kleinste relative Gewichtsmenge eines Elements oder einer Verbindung, welche im freien Zustande auftritt und an chemischen Vorgängen teilnimmt.

f. Atomgewicht heißt die kleinste relative Gewichtsmenge eines Elements, welche sich in dem Molekulargewichte einer seiner Verbindungen nachweisen läßt.

Es ist also das Atomgewicht eines Elements nur solange gültig als keine Verbindung bekannt wird, welche eine noch kleinere Menge des betreffenden Elementes in ihrem Molekül enthält.

g. Um nun das relative Gewicht der Atome und Moleküle festzustellen, ist es vor allem nötig, eine Substanz als Ausgangspunkt des Vergleichs — als Einheit — anzunehmen und alle anderen

Substanzen in Bezug auf Atom- und Molekulargröße mit dieser einen Substanz zu vergleichen.

Als Einheit hat man 1 Volumen Wasserstoff = 1 Atom Wasserstoff = 1 Gewichtsteil Wasserstoff gewählt, da der Wasserstoff unter allen Elementen in der geringsten Gewichtsmenge sich mit anderen Elementen verbindet und der leichteste aller Körper ist.

Es muß also ein Molekül Wasserstoff, da es (wie unter d. bewiesen) aus 2 Atomen besteht, 2 Volumina (= 2 Gewtl.) einnehmen, und da (wie unter c. bewiesen) in gleichen Räumen aller Gase gleichviel Moleküle enthalten sind, so muß das Molekül eines jeden gasförmigen einfachen oder zusammengesetzten Körpers denselben Raum einnehmen, wie 2 Atome (= 2 Gewtl. = 2 Raumteile) Wasserstoff.

Bereits S. 10 ergab sich, daß wenn Gase sich verbinden, das Produktvolumen derselben im Gaszustande immer doppelt so groß ist, als dasjenige von 1 Vol. oder 1 Atom Wasserstoff; z. B.

1 Vol. = 1 Atom Wasserstoff bildet mit 1 Vol. Chlor 2 Vol. Chlorwasserstoff,
 2 Vol. = 2 Atome Wasserstoff bilden mit 1 Vol. Sauerstoff 2 Vol. Wassergas,
 3 Vol. = 3 Atome Wasserstoff bilden mit 1 Vol. Stickstoff 2 Vol. Ammoniak.

Ferner ist z. B. das niederste Molekulargewicht, das man für die Chlorwasserstoffsäure annehmen kann = 36,4, denn nach der chem. Analyse ist darin 1 Gewtl. Wasserstoff enthalten, also die geringste, einem Atom entsprechende Menge Wasserstoff.

36,4 Gewtle. Chlorwasserstoff nehmen aber den doppelten Raum ein, wie 1 Gewtl. Wasserstoff.

h. Molekulargewicht ist diejenige Zahl, welche angiebt, wieviel mal schwerer ein Molekül eines Elementes oder einer Verbindung ist, als ein Atom (= 1 Vol.) Wasserstoff; man findet daher das Molekulargewicht eines in Gasform überführbaren Körpers, wenn man das Volumgewicht seines Dampfes mit 2 multipliziert.

Das Volumgewicht des Gases eines Körpers heißt auch seine Dampfdichte oder richtiger seine Gasdichte und ist das spezifische Gewicht des betr. Gases auf Wasserstoff als Einheit bezogen. Näheres über die Methoden der Gasdichtebestimmung siehe Abt. 3 „Ermittelung der Molekularformel“.

2. Das Molekulargewicht nicht flüchtiger aber in einer Flüssigkeit unzersetzt löslicher Körper läßt sich ableiten aus dem *RAOULTS*chen Gesetz: „Lösungen verschiedener Körper, welche in der gleichen Menge des gleichen Lösungsmittels die nämliche Anzahl von Molekülen der gelösten Körper enthalten (sog. äquimolekulare Lösungen), besitzen gleichen osmotischen Druck (siehe Dialyse), gleichen Dampfdruck (also gleichen Siedepunkt, siehe Tension) und gleichen Gefrierpunkt.“

Es müssen also die Veränderungen des osmotischen Druckes Dampfdruckes und Gefrierpunktes solcher Lösungen, welche die dem Molekulargewicht des zu bestimmenden Körpers entsprechende Gewichtsmengen enthalten, dieselben sein, wie sie mit Lösungen von Körpern mit bekanntem Molekulargewicht erhalten werden.

Z. B. erniedrigen Substanzen von bekanntem Molekulargewicht, wenn sie in Grammengen, die ihrem Molekulargewicht entsprechen, in 100 Gramm *Essigsäure* gelöst werden, deren Gefrierpunkt um 39° . Würde nun der Zusatz von x Gramm einer Substanz von unbekanntem Molekulargewicht zu 100 Gramm *Essigsäure* deren Gefrierpunkt um 78° erniedrigen, so müßte deren Molekulargewicht die Hälfte von x betragen, da $78 = 2 \times 39$.

Vorstehendes nur für verdünnte Lösungen geltende Gesetz stellt eine Erweiterung des *AVOGADROS*chen Gesetzes auf den Zustand von Lösungen dar und dient namentlich zur Molekulargewichtsbestimmung organischer Verbindungen.

Da die Eigenschaft der Löslichkeit eine viel verbreitetere ist, als die Eigenschaft der Vergasbarkeit, so sind jetzt viele Substanzen der Molekulargewichtsbestimmung zugänglich, für welche früher eine solche wegen ihrer Nichtflüchtigkeit unmöglich war. Natürlich darf das Lösungsmittel nicht chemisch auf die Substanz einwirken, ferner treffen die erwähnten Gesetzmäßigkeiten beim Wasser als Lösungsmittel und bei den meisten anorganischen Salzen und Säuren als gelöste Substanzen nicht zu, sofern dieselben Elektrolyte sind, das heißt Elektrizität nur unter Zerfall in ihre Bestandteile leiten.

Nach der Theorie der elektrolytischen Dissoziation von *ARRHENIUS* sind nämlich in verdünnten wässrigen Lösungen alle Elektrolyte ganz oder teilweise in ihre Ionen zerlegt (d. h. in die gleichen Bestandteile, in welche sie bei der Elektrolyse zerfallen), so daß infolge dessen derartige Lösungen nicht die dem Molekulargewicht der gelösten Substanz entsprechenden Gesetzmäßigkeiten zeigen, sondern solche, welche sich aus der Summe der Wirkung der Ionen zusammen mit der Wirkung etwa noch unverändert gebliebener Moleküle ergeben.

3. Das Molekulargewicht vieler zusammen-

gesetzter Körper läßt sich auch auf chemischem Wege bestimmen, allein um jeden Zweifel über die Molekulargröße auszuschließen, muß man, wo es möglich ist, die physikalischen Methoden anwenden (siehe Abt. 3, Ermittlung der Molekularformel.)

4. Das Molekulargewicht nichtflüchtiger oder ohne Veränderung nicht löslicher Elemente läßt sich nicht sicher feststellen (siehe S. 20).

Bestimmung des Atomgewichtes.

1. Bestimmung aus dem Molekulargewicht.

Da unter Atomgewicht die kleinste Menge eines Elementes verstanden wird, welche sich in dem Molekulargewichte einer seiner Verbindungen vorfindet, so braucht man nur durch die chemische Analyse aller bekannten Verbindungen des betr. Elementes festzustellen, in welcher dieser Verbindungen sich in der Gewichtsmenge, welche derem bekannten Molekulargewichte entspricht, die geringste Gewichtsmenge des betr. Elementes vorfindet.

Diese Methode der Atomgewichtsbestimmung ist bei allen Elementen anwendbar, welche flüchtige Verbindungen eingehen. Auf diese Art wurde z. B. das Atomgewicht des Kohlenstoffs bestimmt.

Das Molekulargewicht einer Verbindung des Kohlenstoffs mit Wasserstoff, welche Grubengas genannt wird, ist 16. In 16 Gewtl. dieses Gases sind enthalten 12 Gewtle. Kohlenstoff und 4 Gewtle. Wasserstoff. Es könnte nun das Atomgewicht des Kohlenstoffs gleich 12, 6, 3 etc. sein, das heißt, in einem Molekül Grubengas könnten mit den 4 Atomen Wasserstoff 1, 2, 4 etc. Atome Kohlenstoff verbunden sein. Da aber von allen bisher untersuchten Verbindungen des Kohlenstoffs keine einzige weniger als 12 Gewtle. desselben im Molekül enthält, so müssen wir als das Minimal- oder Atomgewicht des Kohlenstoffs die Zahl 12 annehmen.

Aus der Annahme, daß ein Molekül eines jeden Körpers im Gaszustande denselben Raum einnimmt, wie 2 Volumina = 2 Atome Wasserstoff, könnte man schließen, daß 1 Atom eines jeden elementaren Gases denselben Raum einnimmt, wie 1 Volumen = 1 Atom Wasserstoff, so daß also die Gasvolumengewichte der Elemente auch ihre Atomgewichte wären und sich demnach durch Vergleichung der Gewichte gleicher

Raumteile des betr. Gases und des Wasserstoffgases die relativen Gewichte der Atome ermitteln liefsen. Die so gefundenen Gewichte sind aber bei einigen Elementen mit den Atomgewichten nicht übereinstimmend; für Schwefel und Jod würde man bei verschiedenen Temperaturen verschiedene Atomgewichte finden (siehe Dissoziation), ferner ist z. B. das Molekulargewicht des Phosphors aus seiner Dampfdichte zu 124, das des Arsens zu 300 ermittelt, und es müßte demnach das Atomgewicht derselben 62 resp. 150 sein; das Minimalgewicht aber, welches in dem Mol. je einer ihrer Verbindungen (z. B. in der einem Mol. Phosphor- oder Arsenwasserstoff entsprechenden Gewichtsmenge) bei der chem. Analyse gefunden wird, beträgt nur 31 Gewtle. für Phosphor und 75 Gewtle. für Arsen; es besteht demnach ein Molekül Phosphor oder Arsen aus 4 Atomen.

Bei Quecksilber, Zink, Cadmium und Natrium ist das Minimalgewicht, welches in dem Molekulargewicht je einer entsprechenden chemischen Verbindung gefunden wird, ebenso groß wie das Molekulargewicht der betr. Metalle; es besteht demnach ein Molekül Quecksilber, Zink, Cadmium und Natrium aus nur einem Atom.

Läfst ein Element sich nicht in Gasform bringen oder nicht unverändert auflösen, so bleibt sein Molekulargewicht zweifelhaft, auch wenn das Atomgewicht mit Sicherheit bekannt ist, denn man kann nicht wissen, ob sein Molekül aus 2 Atomen, wie beim Wasserstoff, oder aus 1 Atom, wie beim Quecksilber, oder aus 4 Atomen, wie beim Phosphor, besteht.

Das Molekulargewicht der meisten Metalle ist infolge deren Schwerflüchtigkeit noch nicht festgestellt, doch werden die Moleküle der eigentlichen Metalle nur aus einem Atom bestehen, wie dies bei Zink, Quecksilber, Cadmium und Natrium der Fall ist.

2. Bestimmung aus der spezifischen Wärme.

Diese Methode dient zur Bestimmung der Atomgewichte solcher Elemente, welche weder flüchtige noch unverändert lösliche Verbindungen bilden; allein auch für die Bestimmung von Atomgewichten derjenigen Elemente, welche solche Verbindungen bilden, ist sie von Wert, da sie darüber Aufschluß giebt, ob das in einem Molekül

einer flüchtigen Verbindung aufgefundene Minimalgewicht wirklich nur einem Atom oder mehreren entspricht.

Spezifische Wärme ist die Anzahl der Wärmeeinheiten (S. 33), welche die Gewichtseinheit eines Körpers nötig hat, um seine Temperatur um 1° Cels. zu erhöhen.

Wenn gleiche Gewichtsmengen zweier Körper um eine gleiche Anzahl von Graden erwärmt werden sollen, so haben dieselben hierzu verschiedene Wärmemengen nötig. So ist, z. B., um eine bestimmte Gewichtsmenge Wasser auf eine gewisse Temperatur zu erhitzen, eine Menge von Wärme nötig, welche 31 mal so groß ist als die, welche dieselbe Temperaturerhöhung in einer gleich-großen Gewichtsmenge Platin hervorruft. Das Platin hat also nur $\frac{1}{31} = 0,032$ der Wärme nötig wie Wasser, um dieselbe Temperatur zu erreichen. Man sagt, die spez. Wärme des Platins ist 0,032. Die spez. Wärme ein und desselben Körpers ist verschieden, je nachdem derselbe fest, flüssig oder gasförmig ist.

Berechnet man die spez. Wärme der Metalle im festen Zustande statt auf gleiche Gewichte auf die Atomgewichte, so ergibt sich, daß die den Atomgewichten entsprechenden Gewichtsmengen aller Metalle eine gleiche Wärmemenge nötig haben, um die gleiche Temperatur zu erreichen, oder daß alle Metalle dieselbe Atomwärme besitzen (DULONG-PETITSches Gesetz).

Da 1 g Platin 0,032 Wärmeeinheiten erfordert, so wird die dem Atomgewicht des Platins entsprechende Gewichtsmenge in Gramm ausgedrückt — 194,3 g betragend — die 194,3 fache Wärmemenge erfordern, wie 1 g Platin, also $194,3 \times 0,032 = 6,2$.

Man erhält die Atomwärme durch Multiplikation der spez. Wärme (w) mit dem Atomgewicht (a).

Da die Atomwärme der Metalle im Mittel 6,3 beträgt ($a \times w = 6,3$), so findet man das Atomgewicht (a), indem man die konstante Größe 6,3 durch die spez. Wärme des Metalls (w) dividiert.

Z. B. Spez. Wärme des Bleis 0,031, folglich dessen Atomgewicht: $0,031 : 6,3 = 206,4$.

Die kleinste Gewichtsmenge, welche sich mit 1 Atom Sauerstoff verbindet, beträgt für Kupfer 63,5, für Silber 216. Repräsentieren diese Gewichtsmengen ein oder mehrere Atome? Da die Atomwärme aller Körper gleich ist, so muß die Atomwärme dieser Körper mit der Atomwärme solcher, deren Atomgewicht nach der bei 1. S. 19 erwähnten Art festgestellt ist, übereinstimmen, z. B.

	Spez. Wärme.	Atomgewicht.	Atomwärme.
Blei	0,0310	$\times 206,4$	= 6,4
Kupfer	0,0951	$\times 63,5$	= 6,0
Silber	0,0570	$\times 216$	= 12,3

Vergleicht man nun diese Atomwärmen des Kupfers und des Silbers mit denjenigen anderer Metalle, so findet man, daß Kupfer nahezu die mittlere Atomwärme 6,3 hat, also das Atomgewicht richtig bestimmt ist, während für Silber die Atomwärme doppelt so groß gefunden wird. Setzt man aber das Atomgewicht des Silbers halb so hoch, also = 108, so ergibt sich die Atomwärme 6,15, welche mit den Atomwärmen der anderen Elemente nahezu übereinstimmt. Es sind demnach mit einem Atom Sauerstoff verbunden 2 Atome Silber = 216 und dessen Atomgewicht ist = 108.

Dieselbe Atomwärme wie die Metalle haben auch die Nichtmetalle Chlor, Brom, Jod, Selen, Tellur, Stickstoff, Arsen; dagegen zeigen Schwefel, Phosphor, Bor, Kohlenstoff, Silicium und Beryllium erst wenn sie bei sehr hoher Temperatur untersucht werden, nahezu die richtige Atomwärme. Auch die Atomwärme der im starren Zustand nicht untersuchbaren Körper läßt sich für diesen Zustand berechnen, denn die Elemente besitzen in ihren festen Verbindungen dieselbe Atomwärme, wie im starren freien Zustande (NEUMANN-KOPPSches Gesetz); z. B.

		Spez. Wärme.	Molekulargewicht.
AgCl	Silberchlorid	0,089	$\times 143,5 = 2 \times 6,4$
HgJ ₂	Quecksilberjodid	0,0423	$\times 454 = 3 \times 6,4$
K ₂ PtCl ₆	Kaliumplatinchlorid	0,118	$\times 488,6 = 9 \times 6,4$

(Die Symbole bezeichnen die das Molekül der betr. Verbindung bildenden Elementaratome und deren Anzahl. Näheres S. 26.)

3. Bestimmung aus dem Isomorphismus.

Ist von einem Elemente weder die Dampfdichte einer seiner Verbindungen noch seine spez. Wärme bekannt, so sucht man das Atomgewicht durch die Krystallform seiner Verbindungen zu erforschen. Viele chemisch verschiedene Verbindungen besitzen nämlich die Eigenschaft, bei einer gleichen Anzahl der sie zusammensetzenden Atome auch die gleiche Krystallform zu zeigen; diese Eigenschaft heißt Isomorphismus und die betr. Körper heißen isomorphe; in isomorphen Körpern können gewisse Elemente andere vertreten und ersetzen, ohne daß sich die Krystallform ändert.

Man hat nun angenommen, daß diejenige Gewichtsmenge als Atomgewicht des betr. Elementes zu betrachten ist, welche eine dem bekannten Atomgewichte eines anderen Elementes entsprechende Gewichtsmenge in einer isomorphen

Verbindung ersetzen kann, ohne daß die Krystallform der Verbindung eine Änderung erleidet.

Indessen sind Fälle bekannt, in welchen die Annahme einer Vertretung Atom für Atom nicht zutrifft, weshalb der Isomorphismus als Mittel zur Bestimmung des Atomgewichtes nur eine untergeordnete Bedeutung hat.

Folgende Verbindungen sind z. B. isomorph:

Aluminiumoxyd, Al_2O_3 . Chromoxyd, Cr_2O_3 . Eisenoxyd, Fe_2O_3 .

In Alaun, $\text{AlK}(\text{SO}_4)_2 + 12\text{H}_2\text{O}$, können z. B. die in obigen Oxyden enthaltenen Metalle das Aluminium vertreten, ohne daß die Krystallform des Alauns sich ändert; demnach sind isomorph $\text{AlK}(\text{SO}_4)_2 + 12\text{H}_2\text{O}$. $\text{FeK}(\text{SO}_4)_2 + 12\text{H}_2\text{O}$. $\text{CrK}(\text{SO}_4)_2 + 12\text{H}_2\text{O}$.

Denkt man sich einen Krystall als ein regelmäßiges Gebäude aus den Molekülen zusammengesetzt, welche ihrerseits wieder aus einer ganz bestimmten Anzahl von Atomen gebildet sind, so ist anzunehmen, daß der ganze Bau in seiner Ordnung und Gestalt erhalten bleibt, wenn man einzelne Bausteine, die Atome, durch andere, ähnlich gestaltete ersetzt.

4. Bestimmung aus dem periodischen System.

Dieses später zu besprechende System der Anordnung der Elemente nach der Größe ihrer Atomgewichte (S. 42) zeigt, daß die Atomgewichte nicht regellose und zufällige Zahlen sind und bietet daher eine Kontrolle für dieselben. Der Umstand, daß verschiedene Atomgewichte nicht in das periodische System paßten, hat deren Neubestimmung und tatsächliche Änderung im Sinne des periodischen Systems veranlaßt.

Chemische Symbole.

Der Bequemlichkeit und Übersichtlichkeit halber bezeichnet man die Elemente nicht mit ihren Namen, sondern nur mit deren Anfangsbuchstaben, denen man, wenn mehrere Elemente mit demselben Buchstaben beginnen, noch einen zweiten Buchstaben aus ihren Namen hinzufügt, z. B. bedeutet Cs Caesium, Ca Calcium, Ce Cer, Cl Chlor etc. Diesen Symbolen legt man aber nicht nur qualitative, sondern auch quantitative Bedeutung bei, welche zu verschiedenen Zeiten eine verschiedene war. Früher drückte man durch die Symbole zugleich die Gewichtsmengen aus, in denen sich die betr. Elemente mit 1 Gewtl. Wasserstoff verbanden (also die Äquivalentgewichte), während man jetzt durch die Symbole nicht

Verzeichnis der Elemente nebst ihren Symbolen und Atomgewichten.

Nachstehend angeführte 66 Elemente sind mit Sicherheit bekannt; außerdem sind 9 Körper als Elemente beschrieben, die jedenfalls Gemenge noch unbekannter Elemente sind, nämlich *Didym*, *Decipium*, *Dysprosium*, *Erbium*, *Gadolinium*, *Holmium*, *Philippium*, *Terbium*, *Thulium*, ferner die vor kurzem entdeckten Körper *Argonium* und *Helium*, deren elementare Natur ebenfalls noch nicht feststeht.

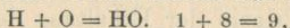
Name	Symbol	Atomgewicht	Name	Symbol	Atomgewicht
Aluminium	Al	27	Palladium	Pd	106,0
Antimon (Stibium)	Sb	119,6	Phosphor	P	31
Arsen	As	74,9	Platin	Pt	194,3
Baryum	Ba	137,1	Quecksilber		
Beryllium	Be	9	(Hydrargyrum) .	Hg	199,8
Blei (Plumbum) .	Pb	206,4	Rhodium	Rh	102,7
Bor	B	10,9	Rubidium	Rb	85,2
Brom	Br	79,8	Ruthenium	Ru	101,4
Cadmium	Cd	111,8	Samarium	Sa	150
Caesium	Cs	132,7	Sauerstoff		
Calcium	Ca	39,9	(Oxygenium) . .	O	15,9
Cerium	Ce	139,9	Skandium	Sc	44
Chlor	Cl	35,4	Schwefel (Sulfur) .	S	32
Chrom	Cr	52,0	Selen	Se	78,9
Eisen (Ferrum) . .	Fe	55,9	Silber (Argentum)	Ag	107,7
Fluor	F	19	Silicium	Si	28,3
Gallium	Ga	69,8	Stickstoff		
Germanium	Ge	72,3	(Nitrogenium) . .	N	14
Gold (Aurum) . . .	Au	196,7	Strontium	Sr	87,4
Indium	In	113,4	Tantal	Ta	182
Jod	J	126,5	Tellur	Te	127,6
Iridium	Jr	192,5	Thallium	Tl	203,7
Kalium	K	39	Thorium	Th	231,9
Kobalt (Cobaltum)	Co	58,8	Titan	Ti	48
Kohlenstoff			Uran	U	239
(Carboneum) . . .	C	12	Vanadin	V	51,2
Kupfer (Cuprum) .	Cu	63,3	Wasserstoff		
Lanthan	La	138	(Hydrogenium) .	H	1
Lithium	Li	7	Wismut		
Magnesium	Mg	24,3	(Bismutum) . . .	Bi	208,4
Mangan	Mn	54,8	Wolfram	W	185
Molybdän	Mo	95,8	Ytterbium	Yt	173
Natrium	Na	23	Yttrium	Y	89
Nickel	Ni	58,9	Zink	Zn	65,2
Niobium	Nb	93,7	Zinn (Stannum) . .	Su	118,8
Osmium	Os	190,3	Zirkonium	Zr	90,4

nur die gewichtlichen, sondern auch die räumlichen Beziehungen der Elemente ausdrückt. Die jetzigen Symbole bezeichnen die relativen Gewichte der Atome.

Chemische Formeln.

Die durch Vereinigung der Elemente entstehenden zusammengesetzten Körper bezeichnet man durch Zusammenstellung der Symbole der entsprechenden Elemente und nennt diese Bezeichnung eine chemische Formel; z. B. HCl = Chlorwasserstoff. Sind mehrere Atome eines Elementes in der Verbindung enthalten, so bezeichnet man dies durch eine hinter das betr. Symbol gesetzte kleine Zahl. Z. B. H_2O = Wasser, NH_3 = Ammoniak. Eine vor der Formel, ferner eine vor oder hinter der eingeklammerten Formel stehende Zahl giebt die in Betracht kommende Anzahl der Moleküle oder Radikale oder Reste (siehe letztere) an, z. B. $3\text{H}_2\text{SO}_4$ oder $(\text{H}_2\text{SO}_4)_3$ bedeutet 3 Moleküle Schwefelsäure; $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ist die Formel für ein schwefelsaures Eisensalz und sagt aus, daß dasselbe aus 2 Atomen Eisen und 3 Molekülen des Säurerestes SO_4 besteht.

Daß sowohl bei den neuen wie bei den früher gebräuchlichen Formeln (S. 9) die Zahlen zu einander in demselben Verhältnisse stehen müssen, ist klar. Früher schrieb man z. B. Wasser



wobei nur die gewichtliche Seite zum Ausdruck kam. Heute schreibt man Wasser $2\text{H} + \text{O} = \text{H}_2\text{O}. \quad 2 + 16 = 18.$

In beiden Fällen stehen die sich verbindenden Elemente in dem gleichen Gewichtsverhältnisse (1:8) zu einander, aber die neue Formel sagt uns gleichzeitig, daß sich 2 Vol. H + 1 Vol. O zu 1 Molekül = 2 Vol. H_2O verbinden.

Die gebräuchlichen chemischen Formeln drücken nicht nur die räumlichen und gewichtlichen Verhältnisse aus, in denen sich Elemente verbinden, sondern sie geben auch die Größe des Moleküls der betr. Verbindung an und zeigen, aus wieviel Atomen dieses Molekül zusammengesetzt ist, daher diese Formeln auch atomistische Molekularformeln heißen.

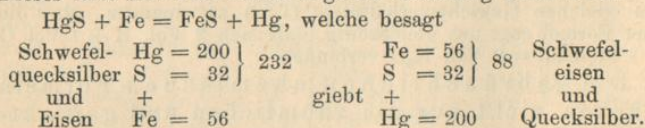
So sagen z. B. die Molekularformeln der Salzsäure HCl , des Wassers H_2O , des Ammoniaks NH_3 , folgendes aus:

1. Aus welchen Elementen jede dieser Verbindungen besteht.
2. Wieviele Volume und Gewichtsteile eines jeden Elementes an der Bildung eines Moleküls der Verbindung teilgenommen haben.
3. Wie groß das Molekulargewicht der Verbindung ist, wenn Wasserstoff = 1 angenommen wird.
4. Daß diese Gewichtsmenge im Gaszustande denselben Raum einnimmt, wie 2 Volumina Wasserstoff (S. 7 g.).
5. Das spez. oder Volumgewicht der Verbindung im Gaszustande. Da das spez. Gewicht eines Gases bekanntlich angiebt, wieviel mal soviel das betr. Gas wiegt, als ein gleich großes Volumen Wasserstoffgas, so braucht man, um das spez. Gewicht des betr. Gases zu finden, sein Molekulargewicht nur durch das Molekulargewicht des Wasserstoffs (also durch 2) zu dividieren.
6. Das absolute Gewicht der Verbindung in Gasform (Berechnung siehe bei Wasserstoff).

Formelgleichung oder chemische Gleichung

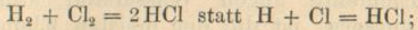
nennt man die Bezeichnung eines chemischen Prozesses durch die Symbole und Formeln der verschiedenen aufeinander einwirkenden Elemente und Verbindungen. In diesen Gleichungen enthält die linke Seite die Symbole und Formeln der in die Reaktion eintretenden, die rechte Seite die Symbole und Formeln der dabei entstandenen Substanzen. Die Summe der Atome eines jeden Elementes muß natürlich auf beiden Seiten die gleiche sein, und ist daher die chemische Gleichung zugleich ein Ausdruck für das Prinzip der Erhaltung der Materie (S. 8).

Wirken z. B. Schwefelquecksilber (Zinnober, HgS) und Eisen (Fe) aufeinander ein, so bildet sich Schwefeleisen und Quecksilber. Dieses läßt sich kurz durch folgende Gleichung ausdrücken:



Man erfährt also aus der Formelgleichung, daß aus je 232 Gewtln. Schwefelquecksilber, die man in Arbeit nimmt, je 200 Gewtln. Quecksilber gewonnen werden, und daß man auf je 232 Gewtln. Schwefelquecksilber 56 Gewtln. Eisen nehmen muß, welche man als 88 Gewtln. Schwefeleisen wiedergewinnt. Aus diesen Gründen ist die Lehre von den chemischen Proportionen nicht allein für die theoretische Ausbildung der Chemie von höchster Wichtigkeit, sondern von ebenso großer Bedeutung für die angewandte Chemie.

Streng genommen dürfte man die bei einer chemischen Reaktion mitwirkenden freien Elemente nur mit ihrer Molekularformel anführen, da nur Moleküle im freien Zustande existieren; man müßte z. B. schreiben:



der Einfachheit halber bedient man sich jedoch meist der übersichtlicheren atomistischen Schreibweisen.

Die Lehre vom chemischen Wert der Elemente.

(Valenztheorie oder Theorie der Atomigkeit.)

Das Gesetz der konstanten Proportionen ist durch die DALTONSche Atomtheorie vollständig erklärt, das Gesetz der multiplen Proportionen aber nur so weit, daß sich die Atome in mehreren Verhältnissen vereinigen können.

Die Atomtheorie sagt uns nichts darüber, wie viele Verbindungen zwei Elemente miteinander bilden können, und warum sich die Elemente in gewissen Verhältnissen lieber binden, als in anderen, warum z. B. der Stickstoff nur 5 Verbindungen mit Sauerstoff bildet (S. 11) und nicht mehr.

Diese Lücke auszufüllen hat sich die Valenztheorie zur Aufgabe gemacht, indem sie jedem Atome die Fähigkeit zuschreibt, von anderen Elementen nur eine bestimmte Anzahl von Atomen binden zu können.

Man bezeichnet die atombindende Kraft der Elemente als ihre Wertigkeit oder Valenz und mißt dieselbe nach der Anzahl von Wasserstoffatomen, welche die betr. Elementaratome binden können, indem man die atombindende Kraft des Wasserstoffs als Einheit annimmt.

- | | |
|--------------------|--|
| 1 Atom Chlor | vereinigt sich mit 1 Atom Wasserstoff zu HCl, |
| 1 Atom Sauerstoff | „ sich mit 2 Atomen Wasserstoff zu H ₂ O, |
| 1 Atom Stickstoff | „ sich mit 3 Atomen Wasserstoff zu H ₃ N, |
| 1 Atom Kohlenstoff | „ sich mit 4 Atomen Wasserstoff zu H ₄ C. |

Demnach ist die atombindende Kraft des Chlors = 1, des Sauerstoffs = 2, des Stickstoffs = 3, des Kohlenstoffs = 4 etc., und man nennt daher Chlor einwertig oder monovalent, Sauerstoff zweiwertig oder divalent, Stickstoff dreiwertig oder trivalent etc.; man sagt auch, Chlor besitzt eine Affinitätseinheit, Sauerstoff besitzt zwei Affinitätseinheiten etc., je nach der Anzahl von Wasserstoffatomen, welche diese Elemente binden können.

Verbindet sich ein Element nicht mit Wasserstoff, so bestimmt man seine Wertigkeit nach der Anzahl anderer einwertiger Atome, welche es zu binden vermag. Während aber die Elemente gegen Wasserstoff stets dieselbe Wertigkeit äussern, ist die der meisten Elemente gegen Chlor und Sauerstoff eine wechselnde, jedoch zeigt jedes Element eine Maximalvalenz, z. B.

II	III	III	II	—	I	
CO	PCl ₃ .	P ₂ O ₃ .	SCl ₂ .	—	Cl ₂ O.	
IV	V	IV	IV	IV	III	
CO ₂ .	PCl ₅ .	P ₂ O ₅ .	SCl ₄ .	SO ₂ .	Cl ₂ O ₃ .	
—	—	—	—	VI	V	VII
				SO ₃ .	Cl ₂ O ₅ .	Cl ₂ O ₇ .

Die Wertigkeit ist also nicht, wie das Atomgewicht eine absolute Eigenschaft der Elemente, sondern eine relative, d. h. eine solche, welche von den aufeinander einwirkenden Elementen abhängt. Verbindungen, in welchen ein Element nicht mit seiner Maximalvalenz auftritt, heissen ungesättigte, z. B. PCl₃, P₂O₃, SCl₂, CO. Kohlenstoff zeigt sowohl gegen Wasserstoff, als auch gegen Chlor und Sauerstoff nicht mehr wie 4 Affinitätseinheiten.

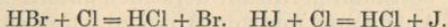
Betrachtet man die Valenz als eine den Atomen innewohnende Eigenschaft, so ist die Annahme eines Wechsels der Valenz unmöglich, da an Atomen keine Veränderung der Eigenschaften, sondern nur der Zustände denkbar ist. Falsch man aber die Valenz als Folge einer Eigenschaft der Atome auf, deren Wirkung durch die Verschiedenheit der Atomzustände, namentlich der Bewegungszustände, geändert werden kann, so ist denkbar, daß, obwohl die Ursache der Valenz unveränderlich ist, die Wirkung dieser Ursache, die Valenz selbst, von Fall zu Fall verschieden ist.

Beziehungen des Äquivalentgewichtes zum Atomgewicht.

Die chemischen Vorgänge erklären sich durch die verschieden starke Affinität zwischen den einzelnen Elementen und lassen sich schematisch auch so auffassen, daß ein Element an Stelle eines anderen tritt. Hierbei ersetzen sich die Elemente gleicher Valenz gegenseitig Atom für Atom, die Elemente verschiedener Valenz hingegen je nach der GröÙe ihrer Valenz; z. B. ist ein Atom eines zweiwertigen Elementes äquivalent zwei Atomen

eines einwertigen, ein Atom eines dreiwertigen Elementes äquivalent drei Atomen eines einwertigen oder einem Atome eines zweiwertigen + einem Atome eines einwertigen Elementes etc.

Läßt man auf Jod- oder Bromwasserstoff Chlor einwirken, so wird das Brom oder Jod in Freiheit gesetzt, und das Chlor verbindet sich mit dem Wasserstoff:



Wir sehen also, ein Atom Chlor = 35,4 Gewtle. ersetzt ein Atom Brom = 80 Gewtle. oder ein Atom Jod = 127 Gewtle. Ferner verdrängt das Brom aus dem Jodwasserstoff das Jod: $\text{HJ} + \text{Br} = \text{HBr} + \text{J.}$ Es haben demnach die Atome von Cl, Br, J, H gleichen Wert.

Sauerstoff macht ebenfalls aus Jodwasserstoff Jod frei und tritt an dessen Stelle: $2\text{HJ} + \text{O} = \text{H}_2\text{O} + 2\text{J.}$

Hieraus ist zu ersehen, daß der Sauerstoff nicht denselben chemischen Wert besitzt, wie Chlor und Jod, daß, wie wir früher schon sahen, Sauerstoff zweiwertig, Chlor und Jod einwertig sind. An Stelle von 2 Atomen Jod (2×127 Gewtle.) ist nur 1 Atom Sauerstoff (= 16 Gewtle.) getreten; es haben demnach erst 2 Atome Jod den Wert von einem Atom Sauerstoff, oder die einem Atom Jod gleichwertige Sauerstoffmenge beträgt $\frac{1}{2}$ Atom = 8 Gewtle. Sauerstoff.

Die Atome des Jods und Wasserstoffs sind beide einwertig und können sich gegenseitig vertreten, folglich beträgt die einem Atome H äquivalente Menge von O gleichfalls 8.

1 Atom Stickstoff = 14 Gewtle. ist äquivalent 3 Atomen = 3 Gewtle. Wasserstoff, folglich ist 1 Atom = 1 Gewtl. Wasserstoff äquivalent mit $\frac{1}{3}$ Atom Stickstoff = 4,666 Gewtle.

Vergleicht man die gleiche chemische Werte der Elemente ausdrückenden Gewichtsmengen mit den früher (S. 12) betrachteten Äquivalentgewichten, so zeigt sich, daß beide gleich groß sind. Die Äquivalentgewichte sind also die Teile der Atomgewichte, welche den Wertigkeitseinheiten der Atome entsprechen; das Äquivalent- oder Ersatzgewicht eines Elementes ist demnach gleich seinem Atomgewicht dividiert durch seine (auf Wasserstoff als Einheit bezogene) Wertigkeit.

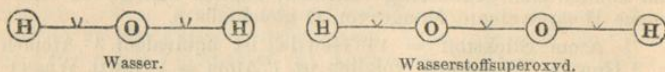
Demnach fallen bei den einwertigen Elementen die Äquivalentgewichte mit den Atomgewichten zusammen, während bei den mehrwertigen Elementen die Äquivalentgewichte Bruchteile der Atomgewichte sind.

Die Lehre von der Atomverkettung.

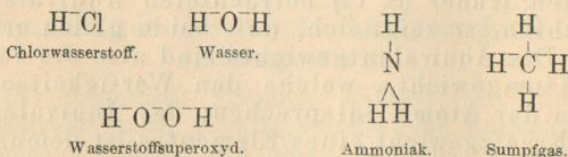
Aus der Hypothese von der Wertigkeit der Elementar-atome ergibt sich als notwendige Folgerung, daß die einzelnen Atome im Moleküle einer chemischen Verbindung nicht dadurch in der Gleichgewichtslage erhalten werden, daß jedes der Atome der Anziehungskraft aller übrigen oder einer bestimmten Anzahl derselben unterliegt, sondern daß diese Anziehung nur von Atom zu Atom wirkt. Jedes Atom haftet nur am nächsten, und an diesem hängt ein weiteres, wie sich an einer Kette Glied an Glied reiht.

Einwertige Atome gleichen Kettengliedern, welche nur mit einem Ringe oder Haken versehen sind und daher nur mit einem einzigen anderen Gliede verbunden werden können. Ist dieses zweite Glied gleichfalls ein einwertiges Atom, so kann kein Glied mehr angefügt werden, es ist ein gesättigtes Molekül entstanden, die Kette ist geschlossen, z. B. $\text{H} \text{---} \text{O} \text{---} \text{H}$

Ist das zweite Atom ein mehrwertiges, so wird von seinen Valenzen nur eine zur Bindung des einwertigen Atoms verbraucht, die übrigen Valenzen können weitere Atome binden und so die Kette verlängern, z. B.



Gewöhnlich bezeichnet man die gegenseitige Bindung zweier Affinitätseinheiten nicht durch Haken, sondern durch einen Bindestrich:



Oder man setzt bequemer statt mehrerer Bindestriche Klammern:

$$\begin{array}{ccc} \text{H} \text{---} \text{O} \text{---} \text{H} & \text{H} \text{---} \text{N} \text{---} \text{H} & \text{H} \text{---} \text{C} \text{---} \text{H} \\ | & | & | \\ \text{H} & \text{H} & \text{H} \\ \text{H} & \text{H} & \text{H} \\ \text{H} & \text{H} & \text{H} \end{array}$$

Die Bindung der Atome im Molekül nach einzelnen Affinitätseinheiten nennt man chemische Konstitution oder chemische Struktur der Körper; das Grundprinzip der chemischen Struktur besteht darin, daß je eine Affinitätseinheit eines Atoms sich mit je einer Affinitätseinheit eines anderen Atoms bindet. Die nach diesem Prinzip aufgestellten Formeln heißen Struktur- oder Konstitutionsformeln.

Natürlich wird durch die Konstitutionsformel nicht die wahre Lagerung der Atome im Raume bezeichnet, sondern diese Formeln sollen nur die Verbindungen und Veränderungen, deren die betr. Körper fähig sind, besser zur Anschauung bringen, und man bedient sich derselben besonders in Fällen, wo es sich um Vergleichung komplizierter Verbindungen oder Erklärung der Metamorphosen dieser Verbindungen handelt. Die Anordnung der Atome denkt man sich also bei diesen Formeln stets in einer Ebene liegend, während in Wirklichkeit doch die Atome eines Moleküls nicht in einer Ebene, sondern fast stets nach allen drei Dimensionen des Raumes verteilt sein werden. (Über die Verteilung der Atome im Raume siehe Abt. 3 „Stereochemie“.)

Empirische und rationale Formeln.

Empirische Formeln bezeichnen einfach die Molekulargröße, d. h. welche Elemente und in welcher Anzahl von Atomen dieselben im Molekül enthalten sind, z. B. bedeutet HNO_3 Salpetersäure, $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ Essigsäure etc.

Rationelle Formeln bezeichnen zugleich die Anschauung, welche man sich über die Gruppierung der Atome im Molekül einer chemischen Verbindung aus ihrem Verhalten, ihren Bildungsweisen und ihren Umsetzungen gebildet hat. Die rationalen Formeln der Gegenwart sind die Konstitutions- oder Strukturformeln (S. 31).

Rationelle Formeln sind besonders bei den Kohlenstoffverbindungen nötig, da es von diesen eine große Anzahl giebt, welche bei gleicher quantitativer und qualitativer Zusammensetzung ganz verschiedene Eigenschaften besitzen. (Siehe Isomerie.) Z. B. gilt die empirische Formel $\text{C}_3\text{H}_7\text{N}$ für die drei Verbindungen:

Propylamin, Äthylmethylamin, Trimethylamin.



Die hier angeführten rationalen Formen klären sofort über die Verschiedenheit der näheren Bestandteile der betr. Moleküle auf.

Definition der reinen Chemie.

Nach den vorstehenden Betrachtungen kann man die reine Chemie als diejenige Wissenschaft bezeichnen, welche sich mit dem Aufbau der Moleküle und der Erforschung der Anordnung der Atome innerhalb der Moleküle beschäftigt.

Die Chemie hat es wesentlich mit den Eigenschaften der Atome und ihrer Zusammensetzung zu Molekülen zu thun, während die Physik sich wesentlich mit den fertigen Molekülen und deren Eigenschaften beschäftigt. Die Chemie ist die Lehre vom Gleichgewicht und der Bewegung der Atome innerhalb des Moleküls.

Thermochemie

heißt die Lehre von den Wärmevergängen, welche durch chemische Vorgänge hervorgerufen werden, sowie von den Wirkungen, welche Wärme auf chemische Vorgänge ausübt.

Bei chemischen Vorgängen tritt eine Entwicklung oder eine Absorption von Wärme auf, welche letztere bekanntlich eine Bewegungsart ist. Da nun jede Bewegungsart nur aus einer anderen Bewegungsart entstehen kann, so muß man annehmen, daß die chemisch wirksamen Körper, namentlich die Elemente, eine besondere Bewegungsart besitzen, welche bei chemischen Vorgängen zum Teil in Wärme (eventuell in Licht und Elektrizität, welche ja auch nur besondere Bewegungsarten sind) umgewandelt wird.

Durch diese besondere Bewegungsart der Substanz wird die chemische Energie oder chemische Spannkraft erzeugt, welche von allen Energieformen die unbekannteste ist, da weder sie unmittelbar selbst, noch einer ihrer Faktoren gemessen werden kann. Das einzige Mittel, zu ihrer Kenntnis zu gelangen, ist, sie in andere Energieformen überzuführen. Am leichtesten und vollständigsten läßt sie sich in Wärme überführen, und die Messung der chemischen Energie mit Hilfe der bei chemischen Vorgängen stattfindenden Wärme-

erscheinungen ist jetzt ein Hauptzweck der Thermochemie.

Man nahm früher an, daß die bei chemischen Umsetzungen verbrauchte oder freiwerdende Wärme ein Maß für die chemische Verwandtschaft (Affinität) der Körper liefern könne, allein es stellte sich heraus, daß keineswegs durch die Vereinigung von Körpern, welche die stärksten Affinitäten zu einander zeigen, auch die größten Wärmemengen entbunden werden, sondern diese Wärmemengen ausserdem von den Zustandsveränderungen der bei dem betr. chemischen Vorgange beteiligten Stoffe abhängen.

Wenn nun auch die chemischen Affinitäten auf diese Art nicht meßbar sind, so geben hingegen die in Aufnahme und Abgabe von Wärme bestehenden Energieänderungen wichtige Aufschlüsse über den Verlauf einer Reaktion, über die Bildungsweise, die Beständigkeit und den Gesamtcharakter der entstehenden Verbindungen. Je nachdem bei chemischen Umsetzungen Wärme entwickelt oder aufgenommen wird, unterscheidet man exothermische und endothermische Reaktionen und bezeichnet die Wärmeänderung dementsprechend als positive oder negative Wärmetönung (Wärmewert, Reaktionswärme).

Die Wärmetönung mißt man nach Wärmeeinheiten oder Kalorien, und zwar meistens nach großen Kalorien, indem man als große Kalorie die Wärmemenge annimmt, welche ein Kilogramm Wasser um 1° C. erwärmt. Diese Wärmemengen berechnet man der leichten Vergleichbarkeit halber nicht auf Grammeinheiten, sondern auf die Grammengen, welche den Atomgewichtszahlen der sich verbindenden Elemente, resp. den Molekulargewichtszahlen, entsprechen. Die für die Wärmetönung gefundenen Zahlen beziehen sich in der Regel auf den Zustand, in welchem sich die betreffenden Stoffe unter gewöhnlichen Umständen, also bei Temperaturen von etwa 16°, befinden.

Wenn sich Wasserstoff und Sauerstoff zu Wasser von 16° verbinden, so wird eine Wärmemenge entwickelt, welche 68 Kalorien entspricht: $2\text{H} + \text{O} = \text{H}_2\text{O} + 68 \text{ Kal.}$, während z. B. Jod und Wasserstoff sich unter Absorption einer Wärmemenge von 6 Kalorien zu Jodwasserstoff vereinigen: $\text{H} + \text{J} = \text{HJ} - 6 \text{ Kal.}$ Diese Gleichungen drücken also nicht nur die Gewichts-, sondern auch die Energieverhältnisse aus.

Soll Wasser in seine Elemente zerlegt werden, so muß die ganze entwichene Wärme von 68 Kal. wieder zugeführt werden, welche in den freien Elementen dann in Form von chemischer Energie enthalten ist, während bei der Zerlegung von HJ eine Wärmeentwicklung von 6 Kal. stattfindet.

Die direkten oder exothermischen Verbindungen bilden sich direkt aus ihren Komponenten unter Wärmeentwicklung, enthalten also weniger Energie als ihre Komponenten und können in letztere nur zerlegt werden, wenn man ihnen die ganze Wärmemenge, die bei ihrer Bildung entwickelt wurde, wieder zuführt; ihre Zerlegung ist also eine endothermische Reaktion;

diese verläuft nur allmählich und ist durch das entgegengesetzte Vereinigungsbestreben der Komponenten (z. B. von $2H + O$ zu Wasser) begrenzt.

Die indirekten oder endothermischen Verbindungen können ohne Wärmezufuhr nicht direkt aus ihren Komponenten erhalten werden, wobei infolge der notwendigen höheren Temperatur die Vereinigung durch das Dissoziationsvermögen der entstehenden Verbindung oft nur teilweise stattfindet. (Siehe „Dissoziation“); sie enthalten mehr Energie als ihre Komponenten und können daher leicht vollständig in diese zerfallen, wobei die zur Vereinigung zugeführte Wärme wieder frei wird; ihre Zerlegung ist also eine exothermische Reaktion; diese bedarf meist nur eines äußeren Anstoßes und geht dann von selbst, unter gewissen Umständen unter Explosion, weiter, weshalb die endothermischen Verbindungen meist explosive Körper sind.

Bei vielen chemischen Vorgängen besteht das Bestreben zur Erzeugung desjenigen Körpers (oder Komplexes von Körpern), bei dessen Bildung die größte Wärmeentwicklung stattfindet.

Dissoziation

heißt eine partielle, mit der Temperatur zunehmende Zersetzung gleichartiger Moleküle in mehrere andere unter sich gleiche oder ungleiche Moleküle oder in freie Atome, wobei sich die abgespaltenen Teile bei der Abkühlung wieder vereinigen.

Zur Erklärung der Dissoziation nimmt man an, daß nicht bloß die Moleküle Bewegungen ausführen, sondern auch die Atome innerhalb der Moleküle; durch Wärmezufuhr wird die Bewegung beider verstärkt und schließlicb überwinden die Atom-schwingungen die chemische Affinität und die gebundenen Atome trennen sich. Ferner haben bei einer gegebenen Temperatur, infolge der unregelmässigen Zusammenstöße (S. 15), nicht alle Moleküle dieselbe Geschwindigkeit; die sich schneller bewegend sind wärmer, die sich langsamer bewegend kälter, weshalb die Dissoziation eine allmähliche und mit der Temperatur steigende ist, da der Zersetzung nur die höher erwärmten Moleküle unterliegen, deren Zahl mit der Temperatur zunimmt.

Alle exothermischen Verbindungen (S. 33) nehmen bei ihrer Zerlegung Wärme auf und können daher allmählich, entsprechend der Wärmezufuhr, zerlegt werden und sich beim Abkühlen wieder rückbilden, während die endothermischen Verbindungen bei ihrer Zersetzung Wärme entwickeln, so daß also bei diesen Wärmezufuhr nur anregend, die chemischen Affinitäten auslösend, wirkt, und bei Erniedrigung der Temperatur keine Rückbildung stattfindet.

Die auffallende Thatsache, daß zahlreiche Verbin-

dungen bei hoher Temperatur in einfachere Bestandteile sich zersetzen, obgleich sie aus diesen Bestandteilen unter heftiger Wärmentwicklung entstehen können, also die Möglichkeit einer Zersetzung chemischer Verbindungen durch Wärme, entgegen der chemischen Affinität, wurde zuerst am Wasserdampf nachgewiesen.

Durch eine Röhre aus porösem Thon, welche in eine weitere undurchdringliche Porzellanröhre eingekittet ist und zur Weißglut erhitzt wird, leitet man Wasserdampf. Das Wasser wird teilweise dabei zersetzt, wobei der leichtere Wasserstoff schneller durch die poröse Thonröhre in die Porzellanröhre diffundiert, als der Sauerstoff.

Nicht nur im gasförmigen, sondern auch im flüssigen und starren Zustande kann Dissoziation eintreten.

Z. B. zeigt die mit steigender Temperatur zunehmende Rotfärbung des bei niedriger Temperatur farblosen Stickstofftetroxyds, N_2O_4 , daß dieses schon im flüssigen Zustande zu dissoziieren beginnt zu der roten Verbindung mit dem halben Molekulargewicht NO_2 . Schwefelsäure, H_2SO_4 , ist nicht als solche flüchtig, beginnt aber schon gegen 40° SO_3 abzugeben und zerfällt bei 416° vollkommen in $SO_3 + H_2O$, die sich bei der Abkühlung wieder vereinigen. Kohlensäure und schweflige Säure zeigen einen analogen Zerfall schon bei niedriger Temperatur. Festes Chloralhydrat zerfällt in Chloral und Wasser, fester Salmiak in Ammoniak und HCl , die sich in der Kälte wieder verbinden.

Die Dissoziation solcher fester Körper, welche beim Erhitzen gasförmige Bestandteile entwickeln (z. B. $CaCO_3 = CaO + CO_2$), zeigt, daß die Dissoziation nicht nur von der Temperatur, sondern auch vom äußeren Drucke abhängig ist, indem bei jeder Temperatur bei einem bestimmten Drucke (der Dissoziations-Spannung oder -Tension) keine Dissoziation mehr stattfinden kann.

Auch Lösungen zeigen häufig Dissoziation.

Z. B. wird die rote Lösung von Kobaltchlorür, $CoCl_2 + 6H_2O$, beim Erwärmen blau, indem sich in der Lösung selbst ein blau gefärbtes, wasserärmeres oder wasserfreies Kobaltchlorür bildet, das beim Abkühlen der Lösung wieder unter Wasseraufnahme rot wird.

Die Dissoziation der Elektrolyte in wässriger Lösung (S. 19) wird, wie jede andere, die Folge der Wärmebewegung der Moleküle sein.

Die Dissoziation scheint in den meisten Fällen die Vorbedingung des chemischen Umsatzes zu sein, da gerade die dissoziationsfähigsten Körper auch zu Umsetzungen am meisten geneigt sind und diese Umsetzungsfähigkeit aufhört, sobald die Möglichkeit der Dissoziation aufgehoben wird.

Durch die Dissoziation wird eine Reihe sonst schwer erklärbarer chemischer Erscheinungen verständlich:

Anormale Dampfdichten, welche dem Avogadro'schen Gesetz scheinbar widersprechen, beruhen stets auf dem Zerfall komplizierterer Moleküle in einfachere; z. B. ist die Dampfdichte (S. 18) des Jods bei $600^{\circ} = 127$, entsprechend der Molekulargröße $J_2 = 254$; über 600° nimmt sie allmählich ab und beträgt bei 1500° nur noch die Hälfte und bleibt dann konstant; es erklärt sich dies durch den allmählichen Zerfall der normalen Jodmoleküle J_2 in die freien Atome $J + J$.

Die Dampfdichte des Schwefels bei 500° beträgt 96, nimmt mit zunehmender Temperatur allmählich ab, wird aber bei 1000° konstant und beträgt dann 32. Da das Atomgewicht des Schwefels $= 32$ ist, so ergibt sich für 500° das Molekulargewicht 192 und besteht dann das Molekül aus 6 Atomen, während bei 1000° sich das Molekulargewicht 64 ergibt und dann das Molekül aus 2 Atomen besteht. Diese Zunahme der Atome im Molekül mit abnehmender Temperatur berechtigt zur Annahme, daß im flüssigen und festen Zustande einer Verbindung deren Moleküle noch mehr Atome enthalten als im gasförmigen, sowie daß verschiedene Allotropien (siehe Ozon und Schwefel) darauf beruhen, daß dann die Moleküle eine verschiedene Atomanzahl enthalten. Siehe ferner die Chloride des Eisens, Chroms, Aluminiums.

Man kann aus der beobachteten Änderung der Dampfdichte umgekehrt auch die Grösse der Dissoziation berechnen.

Die Erscheinung der sog. umgekehrten (inversen) Reaktionen beruht auf Dissoziation.

Wasser wird durch glühendes Eisen unter Wasserstoffentwicklung zersetzt: $3Fe + 4HOH = Fe_3O_4 + 4H_2$, leitet man hingegen Wasserstoff über glühende Oxyde des Eisens, so entsteht Wasser und metallisches Eisen: $Fe_3O_4 + 4H_2 = 3Fe + 4HOH$. Im ersten Falle wirkt überschüssiges Wasser, dessen Moleküle allmählich dissoziiert werden, wobei sich der Sauerstoff mit dem Eisen verbindet, während der Wasserstoff im Momente seiner Entstehung durch den überschüssigen Wasserdampf weggeführt wird und daher das Eisenoxyd nicht reduzieren kann (Massenwirkung des Wasserdampfes). Im zweiten Falle erleidet das Eisenoxyd allmähliche Dissoziation, wobei sich der Sauerstoff dann mit dem Wasserstoff zu Wasser verbindet, welches durch den überschüssigen Wasserstoff weggeführt und so der weiteren Einwirkung auf das entstandene Eisen entzogen wird (Massenwirkung des Wasserstoffs).

Physikalische Gemische

entstehen dadurch, daß sich die Moleküle der das Gemisch bildenden verschiedenen Stoffe vollständig gleichmäÙig im Raume verteilen, so daß die Trennung der Kom-

ponenten mit mehr oder minder großen Schwierigkeiten verknüpft ist; physikalische Gemische sind nicht mit grob mechanischen Gemengen fester oder flüssiger Stoffe zu verwechseln, deren Bestandteile leicht, z. B. durch Ausschütten unter dem Mikroskop, durch Absetzen lassen, durch Abschlämmen (S. 2) etc. sich trennen lassen. Je nach dem Aggregatzustande werden gasförmige, flüssige und feste Gemische unterschieden.

Gase können in jedem Verhältnisse gemischt werden, das Mischungsvermögen verschiedener Flüssigkeiten gegeneinander, sowie einer Flüssigkeit gegen feste Stoffe oder gegen Gase, ist jedoch fast stets ein beschränktes.

Der Vorgang der allmählichen Mischung zweier miteinander in Berührung gebrachter Flüssigkeiten oder Gase bis dieselben eine gleichmäßige Zusammensetzung haben, heißt Diffusion.

Während bei Flüssigkeiten deren Natur für die Möglichkeit der Diffusion bestimmend ist, können sich sämtliche Gase in jedem Verhältnisse bei ihrer Berührung miteinander mischen, wobei die Wirkung der Schwerkraft nicht in Betracht kommt; stülpt man z. B. auf ein Gefäß mit Kohlendioxydgas ein solches mit dem 22 mal leichteren Wasserstoffgas, so tritt doch der Wasserstoff so lange in das untere und das Kohlendioxyd in das obere Gefäß, bis die Mischung überall gleiche Zusammensetzung hat.

Bei den diffusionsfähigen Flüssigkeiten sowie bei allen Gasen wird die Diffusion nicht aufgehoben, wenn man die Stoffe durch eine poröse Scheidewand trennt.

Die Diffusion von Flüssigkeiten durch eine poröse Scheidewand heißt Osmose (*ὄσμος*, Antrieb) und ist abhängig von der Natur der Scheidewand und der Flüssigkeiten.

Der Diffusion fähig sind alle gelösten kristallisierbaren Stoffe; dieselben heißen Kristalloide in Gegensatz zu den Kolloiden oder Gelatinoiden, welche nicht der Diffusion fähig sind.

Zu den Kolloiden gehören die amorphen Körper (S. 41), wie z. B. Leim (*colla*, *gelatina*, daher der Name), Gummi, Eiweiß, Stärke, Dextrin und viele ähnliche, in den Pflanzen und Thieren vorkommende Verbindungen.

Man kennt die Kolloide in einem flüssigen, löslichen Zustande

(in sog. kolloidaler Lösung) und einem gallertartigen unlöslichen Zustande, so z. B. Kieselsäure, Ferri- und Aluminiumhydroxyd (siehe diese).

Man kann sich der Osmose bedienen um Kristalloide und Kolloide zu trennen; dieses Verfahren heisst Dialyse und wird mittels eines Dialysators genannten Apparates ausgeführt (siehe Kieselsäure).

Gewisse künstlich erzeugte Membranen lassen auch Krystalloide nicht hindurchdringen, so daß in einem Dialysator, welcher mit einer solchen sog. halbdurchlässigen Membran versehen ist, das Wasser zur Salzlösung diffundiert, aber nicht umgekehrt. Entsprechend der hierdurch erfolgenden Niveauzunahme im Dialysator steigt auch der Druck in demselben, um nach einiger Zeit konstant zu werden. Dieser sog. osmotische Druck ist nun bei gleicher Temperatur für alle äquimolekularen Lösungen (S. 18) gleich groß, so daß man die Hülfe des osmotischen Druckes das Molekulargewicht einer gelösten Substanz erforschen kann.

Die Diffusion von Gasen ist unabhängig von der Natur der Scheidewand und die Diffusionsgeschwindigkeit der Gase ist der Quadratwurzel aus ihrer Dichte umgekehrt proportional, so daß z. B. die Diffusionsgeschwindigkeit des Sauerstoffs, welcher 16 mal dichter wie Wasserstoff ist, nur $\frac{1}{4}$ von der des Wasserstoffs beträgt.

Die wichtigsten physikalischen Gemische sind die Verbindungen der Metalle unter sich (die Legierungen, siehe Metalle) und die Lösungen; letztere entstehen dadurch, daß Flüssigkeiten Gase oder andere Flüssigkeiten oder feste Körper derart in sich aufnehmen, daß eine neue vollkommen gleichartige Flüssigkeit entsteht.

Legierungen und Lösungen stehen den wahren chemischen Verbindungen schon sehr nahe, z. B. scheiden sich aus Lösungen häufig chemische Verbindungen des gelösten Körpers mit dem Lösungsmittel aus, z. B. viele wasserfreie Salze krystallisieren aus ihrer wässrigen Lösung mit Krystallwasser, oder aus geschmolzenen Legierungen scheiden sich Krystalle aus, die nach atomistischen Verhältnissen zusammengesetzt sind.

Eine Lösung, welche von dem gelösten Stoffe soviel enthält, als das Lösungsmittel unter den gegebenen Umständen überhaupt aufnehmen kann, heisst gesättigt.

Die Löslichkeit ist verschieden für verschiedene lösliche Stoffe in demselben Lösungsmittel und für denselben löslichen

Stoff in verschiedenen Lösungsmitteln und ist ferner abhängig von der Temperatur und namentlich bei den Gasen auch vom Druck.

Die Lösung von Gasen in Flüssigkeiten heißt auch Absorption und findet stets unter Wärmeentwicklung statt. Jedes Gas löst sich in einer bereits mit einem anderen Gase gesättigten Flüssigkeit gerade so, als wenn dieses Gas nicht vorhanden wäre. Man mißt gelöste Gasmengen dem Volum nach und zwar bei 0° und 760 mm Druck; die gelösten Gasvolumina sind direkt proportional dem Drucke, unter welchem das Gas beim Lösungsvorgange steht (HENRY-DALTONSches Gesetz), so daß also 1 Vol. einer Flüssigkeit bei 2 Atmosph. Druck die doppelte Gasmenge wie bei 1 Atmosph. Druck löst; wird der Druck verringert, so muß ein entsprechender Teil des gelösten Gases entweichen (Schäumen von Champagner, Sodawasser etc.); das Lösungsvermögen einer Flüssigkeit für Gase nimmt mit deren Temperaturerhöhung immer mehr ab, nur einige Gaslösungen können ohne Änderung ihrer Zusammensetzung bei einer bestimmten Temperatur verdampfen (siehe Chlorwasserstoffsäure); auch beim Erstarren des Lösungsmittels entweichen die gelösten Gase.

Befinden sich über einer Flüssigkeit mehrere Gase, so ist der Gesamtdruck, welchen das Gasgemenge ausübt, entsprechend der Summe der Partialdrucke, d. h. der Drucke, welche jedes der vorhandenen Gase für sich ausübt; aber auch in diesem Falle wird von jedem Gase nur so viel gelöst, als seinem Partialdrucke entspricht; daher muß z. B. eine Lösung von Ammoniakgas in Wasser so lange ersteres abgeben, bis dessen Druck in dem Raume oberhalb der Flüssigkeit hinreichend groß geworden ist; bringt man in den Raum Schwefelsäure, welche alles darin enthaltene Ammoniakgas bindet, so müssen immer neue Ammoniakmengen aus der Lösung entweichen, bis dieselbe kein Ammoniak mehr enthält; leitet man ein anderes Gas durch oder über eine Gaslösung, so führt dasselbe jede ausgeschiedene Menge des gelösten Gases hinweg, infolge dessen der Partialdruck immer kleiner und die Flüssigkeit von dem zuerst gelösten Gase befreit wird; kocht man eine Gaslösung, so wirken die Dämpfe des Lösungsmittels ebenfalls fortführend auf die Mengen des ausgeschiedenen Gases, bis die Flüssigkeit nichts mehr von dem zuerst gelösten Gase enthält; Flüssigkeiten, welche bereits feste oder flüssige Stoffe gelöst enthalten, lösen von Gasen weniger als reine Flüssigkeiten (Auffangen von in Wasser löslichen Gasen über heißem Wasser oder über Salzlösungen). Gase, welche sich am schwierigsten verflüssigen lassen, werden auch von Wasser am wenigsten gelöst.

Die Lösung von Salzen in Flüssigkeiten findet gewöhnlich unter Wärmebindung statt; verbindet sich aber das Salz mit einem Teile des Lösungsmittels chemisch, so wird Wärme entwickelt, indem die Wärmemenge, welche bei der chem. Verbindung frei wird, größer ist, als die zur Verflüssigung verbrauchte; z. B. löst sich wasserfreies Chlorcalcium unter Wärmeentwicklung in Wasser, da es einen Teil desselben chemisch bindet, krystallwasserhaltiges Chlorcalcium löst sich hingegen unter

starker Abkühlung in Wasser; auf der infolge der Veränderung des Aggregatzustandes eintretenden Wärmebindung beruht die abkühlende Wirkung der sog. Kältemischungen, z. B. gibt Schnee mit verd. Schwefelsäure eine Temperaturerniedrigung von 25°, Natriumsulfat mit Salzsäure von 28°, Sulfoeyanammium mit Wasser von 34° etc.; die Kältewirkung ist noch bedeutender, wenn die beiden in eine Lösung übergehenden Stoffe zuerst fest waren, z. B. gibt Schnee mit Chlorammonium eine Temperaturerniedrigung von 32°, Schnee mit Kochsalz von 20°, Schnee mit Chlorcalcium von 42° etc.

Der Siedepunkt einer Flüssigkeit wird durch gelöste Salze erhöht, der Gefrierpunkt und osmotische Druck hingegen erniedrigt (Anwendung zur Bestimmung des Molekulargewichtes; siehe S. 18).

Beim Abkühlen einer heiß gesättigten (oder durch Abdampfen bis zur Sättigung konzentrierten) Salzlösung scheidet sich von dem gelösten Salze ein Teil ab; manche gesättigte Salzlösungen können aber unter gewissen Umständen abgekühlt werden, ohne dafs sich vom gelösten Salze abscheidet und heißen daher übersättigte Lösungen; mit einem festen Körperteilchen, namentlich mit einem Krystälchen desselben Stoffes, der sich in Lösung befindet, in Berührung gebracht, erstarren übersättigte Lösungen plötzlich unter Erwärmung (Analogie mit überschmolzenen Körpern; siehe diese). Eine Flüssigkeit, aus welcher durch Abdampfen oder Abkühlen ein Teil der gelösten Salze abgeschieden wurde, welche aber einen Teil der Salze, resp. die sämtlichen leichter löslichen Salze, noch in Lösung enthält, heißt Mutterlauge.

Die Lösung von Flüssigkeiten in anderen Flüssigkeiten findet meistens unter Wärmeentwicklung statt; die Grenze der gegenseitigen Löslichkeit zweier Flüssigkeiten wird mit steigender Temperatur bei manchen Flüssigkeiten gröfser, bei manchen kleiner; manche Flüssigkeiten mischen sich in jedem Verhältnisse, so z. B. Weingeist mit Wasser. Zwei Flüssigkeiten, die ineinander unlöslich sind, lagern sich nach ihrem spez. Gewichte übereinander, so z. B. Öl und Wasser; wenn von zwei Flüssigkeiten jede in der anderen nur wenig löslich ist, so entstehen beim Mischen derselben ebenfalls zwei Schichten, von denen jede vorwiegend aus je einer der beiden Flüssigkeiten besteht.

Kristallographie.

Alle festen Naturkörper treten organisiert (S. 4), kristallisiert oder amorph (S. 41) auf, manche sind sowohl kristallisiert als auch amorph bekannt, besitzen aber in beiden Fällen verschiedene physikalische Eigenschaften, z. B. Zucker als Kandis und Bonbon; Kohlenstoff als Diamant und Kohle. Zuweilen gehen amorphe Körper von selbst in den kristallinen Zustand über; Bonbons, frisch, klar und durchsichtig, werden aus diesem

Grunde nach und nach trübe; die amorphe, glasige, durchsichtige, arsenige Säure verwandelt sich in die kristallinische, porzellanartige und undurchsichtige.

Fast alle Körper, Elemente sowohl wie Verbindungen, nehmen, wenn sie aus dem gelösten oder flüssigen oder gasförmigen in den festen Zustand übergehen, eine von ebenen Flächen begrenzte, bestimmte regelmäßige Gestalt an, sie treten als Kristalle auf. Außer der regelmäßigen Begrenzung zeigen die Kristalle noch andere Eigentümlichkeiten; sie lassen sich in gewissen Richtungen leichter spalten, die meisten leiten die Wärme nach verschiedenen Richtungen hin verschieden gut und brechen das Licht doppelt. Häufig, besonders beim raschen Erstarren eines Körpers, stören sich die Kristalle in ihrer Entwicklung, die Kristalle wachsen durcheinander, und man erhält einen kristallinen Körper. Man erkennt die kristallinische Beschaffenheit einer Masse daran, daß sie beim Zerschneiden Andeutungen von Kristallisation zeigt, daß sich z. B. auf dem Bruche Flächen erkennen lassen, daß das Gefüge blätterig, strahlig oder körnig ist.

Zeigt ein Körper keine solche Andeutung von Kristallbildung, erscheint er auf dem Bruche muschelig, glasartig oder ähnlich, so nennt man ihn amorph. Amorphe Körper besitzen nach allen Richtungen gleichen Zusammenhang, also keine bestimmte Spaltbarkeit oder verschiedene Wärmeleitung und brechen das Licht stets einfach.

In der Regel besitzt jeder Körper eine bestimmte Form, in welcher er kristallisiert und durch welche er erkannt werden kann. Bilden sich z. B. Kristalle durch Verdampfen einer wässrigen Lösung, so hat das kleinste sichtbare Teilchen, welches sich ausscheidet, genau dieselbe Form wie der größte Kristall, und läßt man dasselbe in der Lösung, so nimmt es an Größe zu, ohne dabei seine Form zu ändern.

Man kennt mehrere Tausende verschiedener Kristallformen, es gelingt aber, dieselben auf wenige Klassen oder Systeme zurückzuführen, wenn man sie nach ihren Ausbildungsrichtungen vergleicht. Man nennt diese Ausbildungsrichtungen Achsen, d. h. man denkt sich Linien durch die Mittelpunkte der Kristalle so gelegt, daß die

vorhandenen Flächen der Kristalle um diese Linien (Achsen) symmetrisch liegen. Je nachdem nun ein Kristall nach verschiedenen Richtungen hin gleichartig ausgebildet ist oder nicht, ferner nach der Zahl der Achsen, deren Länge und Neigung, lassen sich die Tausende von Kristallformen in nachstehende 6 Systeme einreihen.

1. Reguläres System (tesserales, monometrisches). Drei Achsen, rechtwinkelig zu einander, alle gleich lang.

2. Quadratisches System (tetragonales, pyramidales, monoklinometrisches, zwei- und einachsiges, viergliederiges). Drei Achsen, rechtwinkelig zu einander, zwei gleich lang, die dritte (Hauptachse) länger oder kürzer.

3. Rhombisches System (orthotypes, zwei- und einachsiges, zwei- und eingliederiges). Drei Achsen, rechtwinkelig zu einander, alle drei verschieden lang.

4. Monoklines System (klinorhombisches, zwei- und eingliederiges). Drei ungleich lange Achsen, von denen zwei sich nicht rechtwinkelig schneiden und die dritte rechtwinkelig auf der Ebene der beiden anderen steht.

5. Triklines System (klinorhomboidisches, ein- und zweigliederiges). Drei ungleich lange Achsen, von denen keine mit der anderen einen rechten Winkel bildet.

6. Hexagonales System (rhomboëdrisches, monotrimetrisches, drei- und einachsiges, sechsgliederiges). Vier Achsen, davon drei gleich lange, in einer Ebene liegend, miteinander Winkel von 60° bildend, und eine vierte (Hauptachse) längere oder kürzere, rechtwinkelig auf der Ebene der drei anderen stehend.

Manche Verbindungen können in Kristallformen auftreten, welche zwei, drei oder mehreren Kristallsystemen angehören; man nennt sie dann dimorph, trimorph, polymorph etc.; dieselben zeigen dann immer außer diesem Unterschiede in der Kristallform auch Unterschiede in den physikalischen Eigenschaften, so z. B. der Kohlenstoff, der Schwefel. Manche chemisch verschiedene Verbindungen haben oft auch dieselbe Kristallform und heißen dann isomorph, z. B. die kohlen-sauren Salze des Calciums, Magnesiums, Eisens, Mangans, Zinks; isomorphe Körper haben häufig eine ähnliche Konstitution (S. 22).

Das periodische System der Elemente

ermöglicht die Existenz noch unentdeckter Elemente vorauszusehen, die Richtigkeit der erforschten Atomgewichte zu kontrollieren, sowie die Elemente in übersichtlicher Weise einzuteilen.

Die Grundlage des von **LOTHAR MEYER** und **MENDELÉJEFF** ausgebauten periodischen Systems bildet die Wahrnehmung, daß Eigenschaften und Verhalten der Elemente namentlich (S. 47) durch die Gröfse ihrer Atomgewichte bedingt werden. Ordnet man nämlich die Elemente nach der Gröfse ihrer Atomgewichte, so wechselt, wenn man diese vom kleinsten zum grölsten durchläuft, die Eigenschaften von Glied zu Glied, kehren aber nach gewissen Intervallen mehr oder minder vollständig wieder.

Es reihen sich so die Elemente in 5 Perioden ein, die durch Aneinanderfügung der horizontalen Reihen der nachfolgenden Tabelle leicht zusammenzustellen sind.

Die beiden ersten Reihen stellen 2 aus je 7 Gliedern bestehende Perioden dar, alsdann folgen 2 Perioden, die aus je 16 Gliedern bestehen, von Kalium über Nickel und Kupfer bis Brom, und vom Rubidium über Palladium und Silber bis Jod. Die Reihen 7, 8, 9 sind unvollständig und bilden wahrscheinlich eine Periode zusammen; in der 10. Reihe stehen bis jetzt nur 2 Elemente. Es ergeben sich demnach zwei kleine und drei grofse Perioden.

In der Tabelle sind die Perioden so eingetragen, daß in den Horizontalreihen die Elemente nach dem Atomgewichte einander folgen, während die Vertikalreihen aus Gliedern natürlicher Familien gebildet sind. Das erste Glied jeder Horizontalreihe schließt sich an das letzte der vorhergehenden an.

Der Zusammenhang der verschiedenen Elemente tritt noch deutlicher hervor, wenn man die Tabelle in Spiralform auf einen Cylinder aufträgt; dann erhält man eine nach der Gröfse der Atomgewichte kontinuierlich fortlaufende Reihe, und es kommen die durch Isomorphismus und andere Eigenschaften unter sich verwandten Elemente in nächster Nähe zusammen, z. B. die der Eisen-, Kupfer- und Magnesiumgruppe etc.

Die Glieder der natürlichen Familien sind in sehr ungleichem Grade einander ähnlich, wenn man sie in einer Vertikalreihe betrachtet; meist sind 4 oder 5 Elemente untereinander näher verwandt, als mit den übrigen, die wieder unter sich grofse Ähnlichkeit zeigen. Danach zerfällt jede Gruppe in eine gröfsere Hauptgruppe und in eine kleinere Nebengruppe, wie dies in der Tabelle durch teilweise seitliche Verschiebung der Vertikalreihen zum Ausdruck gebracht ist.

Bei dieser Anordnung ist nun deutlich zu erkennen, daß fast

Anordnung der Elemente nach

		I. Gruppe.	II. Gruppe.	III. Gruppe.
Wasserstoff- verbindungen. } Höchste Sauerstoff- verbindung. }		— — I II M ₂ O. MO.	— II MO.	— III M ₂ O ₃
Periode.	Reihe.	Wasserstoff 1.		
1.	1.	Lithium 7.	Beryllium 9.	Bor 11.
2.	2.	Natrium 23.	Magnesium 24.	Aluminium 27.
3.	3.	Kalium 39.	Calcium 40.	Skandium 44.
	4.	Kupfer 63.	Zink 65.	Gallium 70.
4.	5.	Rubidium 85.	Strontium 87.	Yttrium 89.
	6.	Silber 108.	Cadmium 112.	Indium 114.
5.	7.	Caesium 133.	Baryum 137.	Lanthan 138.
	8.	—.	—.	Ytterbium 173.
	9.	Gold 197.	Quecksilber 200.	Thallium 204.
	10.	—.	—.	—.

alle chemischen Eigenschaften der Elemente periodische Funktionen ihrer Atomgewichte sind, während die physikalischen Eigenschaften außerdem noch von dem Molekulargewicht und den Energieverhältnissen (S. 33) im Molekül abhängig sind.

Bei den physikalischen Eigenschaften ist die Abhängigkeit vom Atomgewicht nachgewiesen, beim spez. Gewichte, Atomvolumen*), der metallischen Dehnbarkeit, Schmelzbarkeit und Flüchtigkeit, dem spez. Brechungsvermögen, der spez. Wärme und der Leitungsfähigkeit für Wärme und Elektrizität. Alle diese Eigenschaften zeigen in der Mitte der Perioden ein Maximum oder Minimum, z. B.

*) Das Atomvolumen giebt den Raum an, welchen die dem Atomgewichte entsprechende Gewichtsmenge eines Elementes im festen Zustande einnimmt, und wird gefunden durch Division des Atomgewichtes des Elements durch sein spez. Gewicht. Z. B. Lithium, Atomgew. 7,01, spez. Gew. 0,59, also Atomvolumen $0,59 : 7,01 = 11,9$, d. h. 7,01 g Lithium nehmen den Raum von 11,9 Kubikcentimetern ein. Das Atomvolumen kann bei den verschiedenen Modifikationen eines Elementes verschieden sein und steht mit den wahren räumlichen Größen der Atome in keinem Zusammenhang, da bei der Bestimmung des spez. Gewichtes nicht das Volumen der Atome allein, sondern auch das der Zwischenräume zwischen denselben gemessen wird. Dasselbe gilt vom Molekularvolumen.

ihren abgerundeten Atomgewichten.

IV. Gruppe.	V. Gruppe.	VI. Gruppe.	VII. Gruppe.	VIII. Gruppe.
MH ₄ .	MH ₃ .	MH ₂ .	MH.	
IV	V	VI	VII	
MO ₂ .	M ₂ O ₅ .	MO ₂ .	M ₂ O ₇ .	
Kohlenstoff 12.	Stickstoff 14.	Sauerstoff 16.	Fluor 19.	
Silicium 28.	Phosphor 31.	Schwefel 32.	Chlor 35.	
Titan 48.	Vanadin 51.	Chrom 52.	Mangan 55.	Eisen Nickel Kobalt 56. 59. 59.
Germanium 72.	Arsen 75.	Selen 79.	Brom 80.	
Zirkon 90.	Niob 94.	Molybdän 96.	—.	Ruthen. Rhod. Pallad. 101. 103. 106.
Zinn 119.	Antimon 120.	Tellur 127,6.	Jod 127.	
Cer 140.	—.	—.	Samarium 150.	
—.	Tantal 182.	Wolfram 185.	—.	Osmium Irid. Platin 190. 192. 194.
Blei 206.	Wismut 208.	—.	—.	
Thorium 232.	—.	Uran 239.	—.	

Zweite Periode	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
Spez. Gewicht	0,97.	1,7.	2,5.	2,5.	2,0.	1,9.	1,3.	
Atomvolumen	23,7.	13,8.	10,7.	11,2.	13,5.	15,7.	25,6.	
Dritte Periode	K	Ca	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni
Spez. Gewicht	0,8.	1,6.	5,5.	6,8.	7,2.	7,9.	8,5.	8,8.
Atomvolumen	45,4.	25,2.	9,3.	7,7.	6,9.	7,2.	7,0.	7,7.
Dritte Periode	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	
Spez. Gewicht	8,8.	7,1.	5,9.	5,5.	5,6.	4,5.	2,9.	
Atomvolumen	7,2.	9,0.	11,6.	13,1.	13,2.	17,5.	26,9.	

Bei den chemischen Eigenschaften tritt ausgeprägt das Verhalten der Metalle zu den Metalloiden hervor.

Die ersten Glieder aller Perioden bestehen aus den die stärksten Basen bildenden Metallen, den Alkalimetallen Li, Na, K, Rb, Cs und den Erdalkalimetallen Be, Mg, Ca, Ba, Sr. Der basische Charakter nimmt in den mittleren Gliedern ab (diese bilden, wie Aluminium, Oxyhydrate, welche zugleich Säuren und Basen sind) und geht allmählich in den säurebildenden über; die letzten Glieder bestehen aus den energischsten Metalloiden F, Cl, Br, J.

In den einander folgenden Perioden nehmen die Metalle gegen die Metalloide immer mehr zu: die erste Periode enthält 5 Metalloide (B, C, N, O, F), die zweite nur 4 (Si, P, S, Cl), die dritte und vierte je 3, die fünfte enthält nur Metalle.

Zieht man vom Bor bis Wolfram eine schiefe Linie, so sind die oberhalb derselben liegenden Elemente vorzugsweise säurebildend, die unter der Linie befindlichen basenbildend.

Deutlich zeigt sich die Abhängigkeit des chemischen Wertes der Elemente von der Größe ihrer Atomgewichte.

Gruppe I umfaßt die einwertigen Metalle, Gruppe II die zweiwertigen, Gruppe III das dreiwertige Metalloid Bor und die dreiwertigen Metalle Al, Sc, Y, etc. In der vierwertigen Gruppe des Kohlenstoffs erreicht die Valenz das Maximum und nimmt von hier aus mit Zunahme des Atomgewichtes stufenweise ab; die Gruppe des Stickstoffs ist dreiwertig, die Gruppe des Sauerstoffs zweiwertig, die Gruppe der Halogene einwertig.

In den Sauerstoffverbindungen zeigt sich ein stetes Anwachsen der Wertigkeit; die Zunahme an Sauerstoff entspricht von Glied zu Glied einem halben Atom, z. B.

I	II	III	IV	V	VI	VII
Na ₂ O.	MgO.	Al ₂ O ₃ .	SiO ₂ .	P ₂ O ₅ .	SO ₃ .	Cl ₂ O ₇ .
(NaO ^{1/2})	(MgO ₁)	(AlO _{1 1/2})	(SiO ₂)	(PO _{2 1/2})	(SO ₃)	(ClO _{3 1/2})

Von den Oxyden leiten sich die Hydroxyde ab, indem an Stelle von 1 Atom Sauerstoff zwei Hydroxylgruppen treten; wieviel Hydroxyle an Stelle von Sauerstoffatomen treten, wird merkwürdigerweise durch die Zusammensetzung der entsprechenden Wasserstoffverbindungen bestimmt, indem diese und die Hydroxyde gleichviel Atome Wasserstoff enthalten.

Na(OH)₁, Mg(OH)₂, Al(OH)₃, Si(OH)₄, PO(OH)₃, SO₂(OH)₂, ClO₃(OH)₁.

Bei den Hydroxyden nimmt die Zahl der Hydroxyle zuerst zu und dann wieder ab, während die Anzahl der Sauerstoffatome stetig wächst.

Die Vertikalreihen umfassen Elemente, welche die größte Ähnlichkeit im chemischen Verhalten zeigen. Das erste Glied der Reihe ist der Wasserstoff, für welchen kein Analogon bekannt ist. Die wesentlichen Eigenschaften des folgenden Lithiums finden sich nach Zuwachs des Atomgewichtes um 16 Einheiten im Natrium, und ebenso nach gleichem Zuwachs im Kalium wieder; das vierte, den vorhergehenden ähnliche Metall, das Rubidium, weicht vom Kalium um 47, und das fünfte, das Caesium, ebenfalls um 47 Einheiten vom Rubidium ab.

An jedes dieser Alkalimetalle schließt sich in horizontaler Richtung ein sog. Erdalkalimetall an, so an das Lithium das Beryllium, an das Natrium das Magnesium, an das Kalium das Calcium, an das Rubidium das Strontium, an das Caesium das Baryum, deren Atomgewichte nahezu dieselben Differenzen zeigen.

Ebenso zeigen die anderen Vertikalreihen einander ähnliche Elemente, mit ähnlichen Differenzen der Atomgewichte.

Die Elemente der Eisengruppe (Mn, Fe, Co, Ni), und der Platinmetalle (Ru, Rh, Pd und Os, Ir, Pt), bilden nicht Vertikal-, sondern Horizontalreihen.

In der Tabelle finden wir noch Lücken, d. h. wir sehen,

dafs das Gesetz der Abhängigkeit der Eigenschaften der Elemente von den Atomgewichten noch Elemente voraussetzt, die noch nicht entdeckt sind. Da die Eigenschaften dieser Elemente durch die Stellung im System bedingt sind, so lassen sich dieselben ziemlich genau vorhersagen. In der That sind jetzt schon solche Lücken durch Entdeckung des Germaniums, Galliums, Skandiums ausgefüllt worden; ihre Eigenschaften haben sich mit den aus dem periodischen System für sie vorausgesagten völlig übereinstimmend erwiesen und sind daher diese Entdeckungen ein grofser Triumph des periodischen Systems.

Die Thatsache, dafs die Eigenschaften der Elemente Funktionen der Atomgewichte sind, läfst vermuten, dafs die verschiedenen Elemente nur aus einer oder wenigen Ursubstanzen aufgebaut sind. Nach der Prout'schen Hypothese wäre Wasserstoff diese Ursubstanz; es müfsten dann aber die Atomzahlen das Mehrfache des als Einheit angenommenen Atomgewichtes des Wasserstoffs, also ganze Zahlen sein, was nur teilweise der Fall ist. Das Auftreten der allotropischen Modifikationen (S. 71) zeigt aber, dafs durch eine verschiedenartige Anordnung vollkommen gleichartiger Atome im Moleküle Körper entstehen können, die nur durch chemische Methoden als aus ein und demselben Elemente bestehend erkannt werden können. In ähnlicher Weise können nun alle Elemente Abarten einer Ursubstanz sein. Die Eigenschaften eines Elementes sind also nicht nur durch dessen Atomgewicht, sondern auch durch dessen Molekulargewicht und Energieverhältnisse im Moleküle bedingt. (Siehe Sauerstoff, Schwefel, Phosphor, Kohlenstoff u. s. w.)
