

Da die nicht gesättigten Dämpfe sich wie Gase verhalten, findet das Gesetz von Avogadro auch auf sie Anwendung.

Bleiben Temperatur und Druck konstant, so wird für alle Gase, wenn N die Zahl der Moleküle in der Einheit des Volumens bedeutet,

$$N = \text{Konstanz}$$

Die Dichte eines Gases ist gleich $N \times m^1$), wenn m das Gewicht eines Moleküls bedeutet. Die Dichten der verschiedenen Gase werden sich also verhalten wie $m : m' : m''$, d. h. wie die Gewichte ihrer Moleküle. Man braucht also nur das Gewicht des Moleküls eines beliebigen Gases zu kennen und kann dann das der anderen bestimmen, wenn die Dichten der Gase bekannt sind.

36. Vereinigen wir den Satz von Avogadro mit dem Gesetz der Verbindungsgewichte, angewendet auf vergaste Elemente, so sehen wir, daß die Elemente sich miteinander vereinigen entweder im Verhältnis des Gewichtes ihrer Moleküle oder einfacher Vielfache davon. Die Feststellung der Verbindungszahlen wird also damit auch eine Bestimmung des relativen Gewichtes der Moleküle.

Wenn sich Wasserstoff und Sauerstoff zur Bildung von Wasser vereinigen, so sind darin nach dem Satz von Avogadro zweimal soviel Wasserstoffmoleküle wie Sauerstoffmoleküle. Die Zahl der Wassergasmoleküle ist gleich der Zahl der Wasserstoffmoleküle, doppelt so groß wie die Zahl der Sauerstoffmoleküle. Jedes Molekül Wasser enthält also die Hälfte der Menge von Sauerstoff, die in einem Molekül dieses Gases enthalten ist.

Demnach ist das Sauerstoffmolekül nicht unteilbar; es kann in zwei gleiche Teile zerlegt werden, wenn es eine chemische Umwandlung erfährt.

Dieselbe Überlegung könnte man auf die Synthese des Chlorwasserstoffs anwenden; man würde dann ebenso wahrnehmen, daß die Moleküle Wasserstoff und Chlor bei diesem Vorgang in zwei gleiche Teile zerfallen. Folglich stellen die Moleküle Wasserstoff, Chlor und Sauerstoff nicht den letzten Grad der Teilbarkeit des Urstoffs dar, der sie zusammensetzt; vielmehr entstehen sie erst wieder durch die Vereinigung noch kleinerer Teilchen, die ihrerseits aber nun auf chemischem wie physikalischem Wege nicht weiter zerlegt werden können.

Atomistische Theorie.

37. Die Idee, daß die Materie nicht ununterbrochen zusammenhängt, ist uralte. Demokrit sprach als erster die Hypothese aus, daß die Stoffe gebildet werden durch Aneinanderlagerung sehr kleiner unteilbarer Elemente, die er Atome nannte, deren Raumverhältnisse aber bestimmt und begrenzt sind. Die Atome des Demokrit sind im großen und ganzen das gleiche, was wir heute Moleküle nennen.

¹⁾ Die Dichte wird auf Wasser von 4° bezogen.

Um die durch den Versuch gezeigte Gesetzmäßigkeit aufzuklären, nach dem die Erscheinungen der Verbindung vor sich gehen, stellte Dalton die Atomhypothese auf, deren hauptsächlichste Grundzüge in Folgendem niedergelegt sind.

Jedes Molekül einer Verbindung besitzt alle chemischen Eigenschaften des Körpers, der aus den Molekülen gebildet wird. Also besitzt ein Molekül Wasser alle chemischen Eigentümlichkeiten des Wassers, vornehmlich die, aus Wasserstoff und Sauerstoff zu bestehen.

Ein Molekül einer Verbindung muß demnach die Elemente enthalten, die die Verbindung zusammensetzen. Man kann es dann in noch kleinere Elementarteilchen zerlegen, die jetzt aber auf chemischem wie mechanischem Wege nicht weiter gespalten werden können. Diese Teilchen heißen Atome und sind derzeit als die mit Sicherheit bekannten äußersten Spaltstücke der Materie anzusehen.

Ein Molekül eines zusammengesetzten Körpers wird also gebildet durch die Vereinigung einer gewissen Zahl verschiedenartiger Atome; das Molekül eines einfachen Körpers durch die eines oder mehrerer Atome derselben Art.

Die Atomhypothese nimmt an, daß alle Atome eines einfachen Körpers gleichartig sind und eine Individualität, eine Wesensart besitzen, die für das Element eigentümlich ist. Die Atome der verschiedenen einfachen Körper besitzen verschiedenes Gewicht, alle Atome desselben Elementes aber das gleiche.

Diese Atome besitzen Anziehungskraft zu anderen Atomen entweder derselben oder verschiedener Art und vereinigen sich, um mehr oder minder zusammengesetzte Gebilde aufzubauen, die Moleküle.

Man sieht nunmehr, warum ein einfacher Körper nicht völlig verschwindet, wenn er sich mit einem anderen vereinigt. Seine Atome haben sich mit andersartigen verbunden, sind aber nicht verschwunden, da sie unteilbar sind.

Da alle Moleküle eines reinen Körpers gleich sind, muß jeder seiner Bestandteile mit der gleichen Zahl von Atomen darin enthalten sein. Das ist aber nichts anderes als das Gesetz von der Konstanz der Proportionen. Da jedes Atom ein unveränderliches Gewicht besitzt, so wird das Verhältnis, in dem die verschiedenen Elemente sich miteinander vereinigen, das der Atomgewichte sein, multipliziert mit der Zahl der Atome eines jeden einfachen Körpers, der an der Bildung des Moleküls teilnimmt. Diese Zahl ist stets ein ganzer und ebenso ein kleiner Wert. Das Gesetz von den Verbindungszahlen ist eine notwendige Folge der Atomhypothese.

38. Isomerie. Die chemischen Eigenschaften eines Moleküls können verschieden sein, je nachdem die es zusammensetzenden Atome sich aneinander anlagern. Dieselben Atome in verschiedener Weise vereinigt, bilden nicht dieselben Moleküle.

Darum ist die Umkehrung des Gesetzes von der Konstanz der Proportion nicht gültig. Dieselben Elemente im selben Verhältnis miteinander vereinigt, können verschiedene Körper liefern. So bestehen Essigsäure (im Essig), Milchsäure (in der Milch), Traubenzucker

und Formaldehyd (Formalin) aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff, die in gleichem Verhältnis vereinigt sind, und besitzen trotzdem chemisch wie physikalisch ganz verschiedene Eigenschaften.

Solche Körper bezeichnet man als isomere. Die Isomerie ist eine häufig beobachtete Erscheinung, für die wir später noch zahlreiche Beispiele anführen werden.

39. Die physikalischen Eigenschaften der Körper hängen nicht allein ab von der Natur der Moleküle, sondern auch von ihrer gegenseitigen Lage, vom Zustand der Ruhe oder Bewegung. Da die Natur der Moleküle von wesentlicher Bedeutung für gewisse physikalische Eigenschaften ist (Brechungsvermögen, Dichte, Viskosität usw.), so müssen diese von der Natur der zusammensetzenden Atome abhängig sein. Das Studium der Beziehungen zwischen der Zusammensetzung des Moleküls und seinen physikalischen Eigenschaften ist einer der interessantesten Abschnitte der Chemie. Diese Beziehungen sind oft additiver Natur: ein Atom des gleichen Elements vermag oft eine konstante Änderung der physikalischen Eigenschaften des Moleküls herbeizuführen, in das es eintritt.

Damit eine Vereinigung zu Molekülen stattfindet, müssen die Atome einander anziehen. Diese Anziehung, das Wesen der Affinität, ist, je nach der Natur der Atome, ihrer Intensität nach schwankend. Die chemische Energie, die beim Zustandekommen einer Verbindung entbunden wird, ist proportional der interatomigen Anziehungskraft und den Massen der Elemente, d. h. den Gewichtsmengen, die zusammen-treten. Diese Mengen werden bestimmt durch die Zahl der Atome, die in die Verbindung eintreten.

Die Atomanziehung tritt nicht bloß zwischen verschiedenartigen Atomen in Erscheinung, sondern auch zwischen gleichartigen. Die Moleküle der Elemente sind gewöhnlich mehratomig, wie wir es schon für den Sauerstoff erkannt haben. Einen anderen Beweis dafür liefert uns die Erscheinung der Allotropie. Dasselbe Element kann in mehreren, physikalisch wie chemisch verschiedenen Modifikationen auftreten. Das ist vor allem der Fall für den Phosphor und Kohlenstoff (vgl. 12). Die Möglichkeit einer derartigen Tatsache kann man nur begreifen, wenn die diese Elemente zusammensetzenden Teilchen der Atome sich in verschiedener Weise aneinander lagern; also muß das Molekül wenigstens zwei Atome enthalten.

40. Wie kann man nun die Zahl der Atome im Molekül bestimmen? Zur Lösung dieser Frage steht uns ein rein chemischer Weg zur Verfügung. Er beruht auf der Bestimmung der Teilbarkeit durch $2, 3, \dots, n$ der in einer Verbindung enthaltenen Menge der Elemente. Diese Teilbarkeit stellt man durch fraktionierte Substitution fest.

Das Studium des Wassers liefert uns ein einfaches Beispiel für ein derartiges Vorgehen. Die Analyse dieses Körpers lehrt uns, daß er 11,12 % Wasserstoff und 88,88 % Sauerstoff enthält, also ungefähr 8 Teile von diesem auf 1 Teil von jenem. Die einfachste Hypothese über die Zusammensetzung des Wassermoleküls besteht in der Annahme, daß es aus einem Atom Wasserstoff und einem Atom Sauer-

stoff besteht, von denen dieses 8 mal schwerer ist als jenes. Aber ebensogut können auch n Atome Wasserstoff und m Atome Sauerstoff darin enthalten sein. Um die Größe n festzustellen, versucht man den Wasserstoff im Wasser teilweise zu ersetzen. Wenn man auf geeignete Weise im Molekül Wasser $\frac{1}{2}$, $\frac{1}{3}$, $\frac{1}{4}$ usw. des Wasserstoffs durch ein anderes Element ersetzen kann, wird man daraus schließen können, daß die im Wassermolekül enthaltene Menge Wasserstoff durch 2, 3, 4 usw. teilbar ist, d. h. daß wenigstens 2, 3, 4 Atome darin enthalten sind.

Die Erfahrung lehrt uns, daß 23 g Natrium 1 g Wasserstoff ersetzen können. Wenn wir 23 g Natrium auf 18 g Wasser einwirken lassen, kann das Metall in zweierlei Weise einwirken. Entweder setzt es sich nur mit der Hälfte des Wassers um, mit 9 g, in denen dann der ganze Wasserstoff jedes Moleküls ersetzt wird, und 9 g Wasser werden gar nicht angegriffen. Oder sämtliche Wassermoleküle werden durch die Substitution getroffen. Dann wird, da 18 g Wasser 2 g Wasserstoff enthalten und da 23 g Natrium nur 1 g ersetzen kann, jedes Molekül nur die Hälfte seines Wasserstoffs verlieren. Das ist aber nur möglich, wenn diese Moleküle eine gerade Zahl von Wasserstoffatomen enthalten. Wäre dem nicht so, dann könnte der Ersatz des Wasserstoffs nicht in allen Molekülen gleichmäßig vor sich gehen und wir würden nicht nach Beendigung der Reaktion ein homogenes System erhalten, d. h. ein solches, in dem alle Moleküle gleich sind. Der Versuch lehrt, daß alles Wasser verschwindet und sich ein einziges Produkt bildet, das 1 Teil Wasserstoff, 23 Teile Natrium und 16 Teile Sauerstoff enthält. Das ist Natriumhydroxyd. In jedem Molekül ist die Hälfte des Wasserstoffs ersetzt worden, Wasser enthält also wenigstens 2 Atome Wasserstoff, n ist gleich $2 \times p$.

Man könnte ebenso versuchen, ein Drittel oder ein Viertel zu ersetzen, aber jeder Versuch, den man angestellt hat in der Absicht, weniger als die Hälfte des Wasserstoffs in den Wassermolekülen zu ersetzen, ist fruchtlos geblieben. Aus diesen negativen Erfolgen schließen wir also, daß das Wasser 2 Atome Wasserstoff enthält, nicht mehr und nicht weniger.

Ebenso kann man beispielsweise den Ersatz des Sauerstoffs durch das Chlor versuchen, von der Kenntnis ausgehend, daß 35,5 Teile Chlor an die Stelle von 8 Teilen Sauerstoff treten können. Der Versuch hat gezeigt, daß man nur den sämtlichen Sauerstoff in den Wassermolekülen ersetzen kann. Also ist die darin enthaltene Sauerstoffmenge unteilbar, sie besteht aus einem Atom.

Wir können daraus schließen, daß ein Molekül Wasser durch die Vereinigung von 2 Atomen Wasserstoff mit 1 Atom Sauerstoff gebildet wird.

Betrachten wir diese Schlußfolgerung im Zusammenhang mit der, die sich aus der Synthese des Wassers ergibt. Bei dieser, die aus 2 Raumteilen Wasserstoff und 1 Raumteil Sauerstoff vor sich geht, spalten sich die Sauerstoffmoleküle in 2 gleiche Teile, von denen je eines an der Bildung eines Moleküls Wasser teilnimmt. Wir sehen daraus, daß diese beiden Hälften Sauerstoffatome sind. Also besteht das Sauerstoffmolekül aus 2 Atomen.

Ebenso steht es mit dem Wasserstoffmolekül. Bei der Synthese des Wassers haben wir erkannt, daß die Zahl der gebildeten Wassermoleküle gleich ist der Zahl der Wasserstoffmoleküle. Da jedes Wassermolekül 2 Atome Wasserstoff enthält, muß das Wasserstoffmolekül zweiatomig sein. Man kann sich leicht davon überzeugen, daß dieselbe Schlußfolgerung sich aus der Betrachtung der Bildung und der Eigenschaften der Chlorwasserstoffsäure ergibt, deren Molekül auf chemischem Wege unteilbare Mengen von Wasserstoff und Chlor enthält, die folglich einatomig sein müssen.

Die Moleküle des Wasserstoffs, Sauerstoffs, Chlors entstehen also durch die Vereinigung zweier Atome dieser Elemente. Die Erforschung aller Reaktionen, bei denen diese Elemente gasförmige oder flüchtige Verbindungen liefern, hat zu derselben Schlußfolgerung geführt.

41. Da ein Liter Sauerstoff 1,4292 g bei 0° und 760 mm wiegt, ein Liter Wasserstoff 0,08955 g, so wiegen 2 Atome Sauerstoff 15,88 mal mehr als 2 Atome Wasserstoff. Ebenso findet man, daß das Atom Chlor 35,2 mal, das Atom Schwefel 32 mal schwerer ist usw.

Die absoluten Größen der Atome sind nicht genau bekannt. Aus Betrachtungen, die sich aus der kinetischen Gastheorie ergeben, hat man den Schluß gezogen, daß das Wasserstoffatom ein Maximalgewicht von $1,5 \times 10^{-24}$ g besitzt.

Der Durchmesser eines Wasserstoffmoleküls beträgt in maximo $1,6 \times 10^{-8}$ mm. Die größten bekannten Moleküle besitzen ein Gewicht, das 25000 mal größer ist als das des Wasserstoffatoms. Nimmt man an, daß die Atome so liegen, daß sie den geringsten Raum einnehmen, so muß der Durchmesser dieser Moleküle ungefähr 23 mal größer sein als der des Wasserstoffmoleküls, also etwa $3,7 \times 10^{-7}$ mm. Die geringste Entfernung, die man unter dem Mikroskop nach dem neuesten Verfahren beobachten kann (Methode von Szigmondy und Siedentopf) beträgt 6×10^{-6} mm. In einer solchen Strecke könnte man immer noch 17 der größten bekannten Moleküle unterbringen.

Wie erwähnt, ist der Wasserstoff das Element, das von sämtlichen das geringste Verbindungsgewicht besitzt; also ist sein Atom das leichteste. Könnte man das tatsächliche Atomgewicht dieses Elements mit Genauigkeit bestimmen, so würde es die rationellste Masseneinheit darstellen.

Besitzen wir nun auch nicht genaue Kenntnisse über die wirklichen Gewichte der verschiedenen Atome, so können wir mit Genauigkeit das gegenseitige Verhältnis dieser Gewichte feststellen. Eine sorgfältige Untersuchung gestattet uns die Zusammensetzung einer Verbindung zu bestimmen; da wir andererseits die Zahl der Atome kennen, die in das Molekül eintreten, so können wir daraus das Gewichtsverhältnis der sie bildenden Atome berechnen.

So hat man aus der Analyse des Wassers gefunden (vgl. 40), daß das Sauerstoffatom genau 15,88 mal mehr wiegt als das Wasserstoffatom, was in Übereinstimmung steht mit dem Ergebnis der Gasdichtebestimmung. Auf diese Weise hat man das Verhältnis der Atomgewichte aller Elemente bestimmt. Da das Gewicht eines Wasserstoffatoms

das kleinste ist, hat man es als Einheit gewählt, und man versteht unter Atomgewicht eines Elements das Gewicht seines Atoms, bezogen auf das Gewicht des Wasserstoffatoms als Einheit.

Zur Bestimmung des Atomgewichtes eines Elementes benötigt man also die Untersuchung seiner Wasserstoffverbindungen. Nun vereinigen sich aber eine große Zahl von Elementen nicht mit dem Wasserstoff, fast alle hingegen mit dem Sauerstoff. Folglich kann man viel leichter das Verhältnis des Atomgewichtes eines Elements zu dem des Sauerstoffs bestimmen (vgl. auch 29). Deswegen ist von chemischer Seite vorgeschlagen worden, diesen als Grundlage für die Bestimmung der Atomgewichte zu wählen. Man gibt dem Sauerstoff das Atomgewicht 16; das Atomgewicht eines Elements wird dann das Verhältnis seines Gewichts zu $\frac{1}{16}$ des Gewichts des Sauerstoffatoms sein. Wasserstoff hat dann z. B. das Atomgewicht 1,008 oder rund 1,01. Da das Verhältnis des Atomgewichtes des Sauerstoffs zu dem des Wasserstoffs heutzutage sehr genau durch verschiedene voneinander unabhängige Verfahren festgestellt ist, so scheint kein Vorteil darin zu liegen, den Sauerstoff als Grundlage einer Tabelle der Atomgewichte zu wählen, und in diesem Lehrbuch sind die Atomgewichte gewählt, die von dem des Wasserstoffs als Einheit ausgehen.

42. Molekulargewicht. Ein Molekül besitzt ein Gewicht, das gleich der Summe der Gewichte seiner Atome ist. Das Verhältnis dieses Gewichtes zum Atomgewicht des Wasserstoffs ist das Molekulargewicht. So besitzt Wasser das Molekulargewicht $15,88 + 2 = 17,88$, Schwefel-eisen $31,82 + 55,66 = 87,48$.

Da die Dichten der Gase oder Dämpfe sich zueinander verhalten wie die Molekulargewichte, so braucht man nur das Molekulargewicht eines Gases, z. B. des Wasserstoffs zu kennen, um die Molekulargewichte aller anderen Gase aus ihren Dichten abzuleiten.

43. Aus den volumetrischen Verhältnissen zwischen Wasserdampf, Wasserstoff und Sauerstoff ergab sich der Schluß, daß das Molekül des letzteren zweiatomig sein müsse.

Aber diese volumetrischen Beziehungen würden ebenso ihre Erklärung finden, wenn die Wasserstoff- und Sauerstoffmoleküle aus $2n$ Atomen beständen, wobei das Wassermolekül $2n$ Atome Wasserstoff und n Atome Sauerstoff enthielte. Diese Voraussetzung widerspricht aber dem, was wir über die Zerlegbarkeit der im Wassermolekül enthaltenen Menge Wasserstoffs und Sauerstoffs wissen.

Allerdings muß darauf hingewiesen werden, daß die Bestimmung des Molekulargewichts einer Verbindung auf chemischem Wege, wie sie für das Wasser gegeben wurde, im allgemeinen auf verschiedenen vergeblichen Versuchen beruht, die das Molekül zusammensetzenden Atome teilweise zu ersetzen. A priori kann man unmöglich behaupten, daß es nicht durch geeignete Verfahren gelingen wird, im Wasser etwa $\frac{1}{4}$ des Wasserstoffs zu ersetzen, obwohl die Wahrscheinlichkeit einer derartigen Voraussetzung um so geringer wird, je mehr und je mannigfaltiger die Versuche gewesen sind, eine teilweise Ersetzung vorzunehmen. Will man also das Molekulargewicht eines Gases sicher feststellen, so

muß die Zahl der Atome bestimmt werden, die das Molekül Wasserstoff oder Sauerstoff enthält, da diese beiden Elemente als Vergleichspunkte dienen.

Das Studium der spezifischen Wärme der Gase gestattet die Lösung dieser Aufgabe.

44. Man weiß, daß die spezifische Wärme eines Gases unter konstantem Druck C_p größer ist als die spezifische Wärme unter konstantem Volumen C_v , und daß der Unterschied durch die Arbeit verursacht wird, die das Gas bei der Ausdehnung zu leisten hat. Die spezifische Wärme setzt sich zusammen aus drei Komponenten:

1. Einer Wärmemenge Q , die dazu dient, die kinetische Energie der Moleküle zu vermehren.
2. Einer Wärmemenge E , die die äußere Arbeit liefert.
3. Einer Wärmemenge J , die die innere Energie der Moleküle, d. h. die Amplitude und die Geschwindigkeit der Schwingung der Atome im Molekül vergrößert.

Arbeitet man bei konstantem Volumen, so wird $E = 0$. Also

$$C_p = Q + E + J \quad C_v = Q + J$$

Geht man von der Gewichtseinheit irgend eines Gases aus, das unter einem Druck p steht, und steigert man die Temperatur des Gases um 1° , so ist die Menge der hierzu nötigen Wärme eben die spezifische Wärme.

Arbeitet man bei konstantem Druck, so setzt sie sich aus den 3 Werten $Q + E + J$ zusammen, bei konstantem Volumen aus $Q + J$.

Q ist die Vergrößerung der kinetischen Energie der Moleküle und beträgt bei T° $\frac{m \cdot G^2}{2}$. Da die lebendige Kraft T proportional ist, so vermehrt eine Temperaturerhöhung um 1° die kinetische Energie der Moleküle um $\frac{1}{T} \times \frac{Nm G^2}{2}$.

Die äußere Arbeit E ist gleich dem Produkt aus Druck und Volumenvermehrung. Da nun das ursprüngliche Volumen V zu $\left(1 + \frac{1}{T}\right) V$ wird, so ist

$$E = \frac{p \cdot V}{T}$$

$p \cdot V$ ist aber gleich $\frac{1}{3} Nm G^2 (v \cdot 33)$ also $E = \frac{1}{3} \frac{Nm G^2}{T}$.

Setzen wir die Werte von Q und E in die Gleichungen für C_p und C_v ein, so wird

$$C_p = \frac{Nm G^2}{2T} + \frac{Nm G^2}{3T} + J \quad C_v = \frac{Nm G^2}{2T} + J$$

Das Verhältnis K dieser beiden Konstanten ist durch den Ausdruck gegeben:

$$K = \frac{\frac{5}{6} \frac{Nm G^2}{T} + J}{\frac{1}{2} \frac{Nm G^2}{T} + J}$$

Wird $J = 0$, so erreicht der Wert sein Maximum, er wird dann $\frac{5}{3} = 1,667$.

Wird $J > 0$, dann wird $K < \frac{5}{3} < 1,667$.

45. Die experimentelle Bestimmung des Wertes K gestaltet sich recht einfach; sie beruht auf der Messung der Geschwindigkeit des Schalls in dem Gas. Nach der Formel von Laplace ist diese Geschwindigkeit u gleich $\sqrt{\frac{p}{d} k}$, worin p der Druck des Gases, d seine Dichte und k das Verhältnis $\frac{C_p}{C_v}$ für das zu prüfende Gas bedeuten. Für zwei verschiedene, aber unter dem gleichen Druck stehende Gase wird also

$$\frac{u_1}{u_2} = \sqrt{\frac{k_1 d_2}{k_2 d_1}} \dots \dots \dots (1)$$

Bei einem gegebenen Ton $u = n\lambda$, wobei λ die Wellenlänge bedeutet, findet man durch Einführung in (1)

$$\frac{\lambda_1}{\lambda_2} = \sqrt{\frac{k_1 d_2}{k_2 d_1}} \quad k_2 = k_1 \frac{d_2 \lambda_2^2}{d_1 \lambda_1^2} \dots (2)$$

Kennt man k_1, d_1 und d_2 , so gestaltet sich die Bestimmung von k_2 zu einer solchen des Verhältnisses der Wellenlängen eines Tones konstanter Höhe in zwei Gasen.

Um λ_1 und λ_2 zu bestimmen, verwendet man eine Glasröhre von ungefähr 1,5 m Länge und 2 cm Durchmesser (Fig. 7), in der sich ein Stempel befindet, dessen Führungsstab durch Reibung mit einem feuchten Tuch in Längsschwingungen versetzt werden kann. Durch die Zuleitungsröhren c_1 und c_2 füllt man die Röhre mit dem zu untersuchenden Gas. Läßt man T schwingen, so gerät das Gas in Schwingungen; es bilden sich stehende Wellen aus, die man dadurch sichtbar macht, daß man in die Röhre ein sehr leichtes Pulver einstreut (Korkstaub).

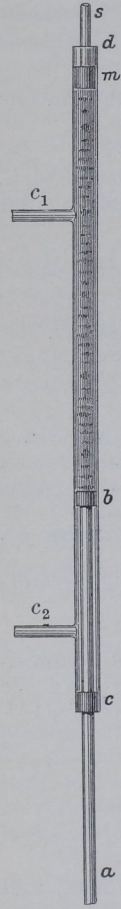


Fig. 7.

Durch Verschieben eines zweiten Stempels ab , findet man eine Länge der Röhre, die ein ganzes Vielfaches der Wellenlänge beträgt, deren Messung sich dann auf die Bestimmung der Entfernung zweier Wellenknoten beschränkt. Man führt eine Messung in Luft, eine andere in dem Gas aus, für das man k bestimmen will. Für Luft be-

trägt k 1,40. Setzt man die Dichte der Luft als Einheit, so wird die Formel (2) zu

$$k_2 = 1,4 \cdot d_2 \frac{\lambda_2^2}{\lambda_1^2}$$

46. Bei den meisten vollkommenen Gasen, wie Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff liegt der Wert von k in der Nähe von 1,41. Bei den Dämpfen, bei denen die innere Arbeit wesentlich größer ist, sinkt das Verhältnis bis auf 1.

Für das Quecksilber wird K im Gegenteil gleich 1,667. In diesem besonderen Fall wird also $J = 0$. Daraus folgt, daß in den Quecksilbermolekülen keine erhebliche innere Arbeit geleistet wird, was nur dann möglich ist, wenn diese Moleküle einatomig sind. Wäre das nicht der Fall, so müßten sie der Sitz innerer Schwingungen sein, deren Amplitude mit der Temperaturerhöhung zunehmen würde, was eine Arbeitsleistung erfordert; dann ist J auch nicht gleich 0.

Der Quecksilberdampf besteht also aus einatomigen Molekülen. Nun beträgt aber das Atomgewicht dieses Metalls, auf anderem Wege bestimmt, unzweifelhaft 198,4. Andererseits ist die Dichte des Quecksilberdampfes 99,2 mal größer als die des Wasserstoffs. Das Verhältnis der Molekulargewichte ist also 99,2, das der Atomgewichte 198,4; folglich muß das Wasserstoffmolekül zweiatomig sein. Ebenso ist es bei dem Sauerstoff, daher steht es außer allem Zweifel, daß das Wassermolekül aus 2 Wasserstoff- und 1 Sauerstoffatom besteht, und daß das Atomgewicht des Sauerstoffs 15,878 beträgt.

Die Mehrzahl der einfachen Körper besteht in gasförmigem Zustand aus zweiatomigen Molekülen; das Phosphormolekül aus 4 Atomen. Die Edelgase und die Metalle sind in Dampfform einatomig.

47. Aus dem Vorstehenden geht hervor, daß zur Bestimmung des Molekulargewichts eines flüchtigen Körpers die Bestimmung der Dichte seines Dampfes genügt. Bezeichnen wir diesen Wert mit D_m , mit D_h die Dichte des Wasserstoffs, so kann man schreiben

$$\frac{D_m}{D_h} = \frac{x}{2}$$

da 2 das Molekulargewicht des Wasserstoffs ist.

Nun ist D_h gleich 0,06956; setzt man dies ein und löst auf, so wird

$$x = 28,78 D_m$$

48. Unter den verschiedenen Methoden zur Dichtebestimmung der Dämpfe wird die von Victor Meyer bei den Chemikern bevorzugt. Sie ist sehr einfach, verlangt nicht die genaue Kenntnis der Temperatur, bei der man arbeitet, und ist am geeignetsten für Messungen bei hoher Temperatur.

Das Prinzip der Methode besteht darin, das Gewicht der Luft zu bestimmen, die unter demselben Druck und bei derselben Temperatur denselben Raum einnehmen würde wie die untersuchte Substanz.

Der dazu benutzte Apparat ist im großen und ganzen ein Luft-

verdrängungsthermometer. Er besteht aus einem zylindrischen Gefäß A (Fig. 8), das sich in eine lange Röhre b fortsetzt, die oben durch einen Stopfen verschlossen ist. In einiger Entfernung unterhalb des oberen

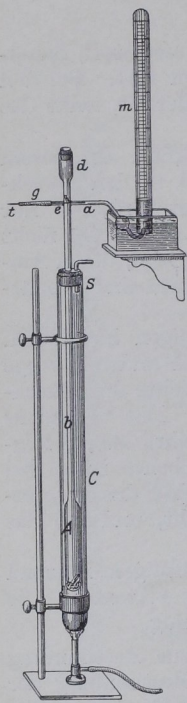


Fig. 8.

Endes von b befindet sich ein Sammelrohr, das das Auffangen der verdrängten Luft in einer pneumatischen Wanne gestattet. Ein Glasstab t, der in dem Kautschukverbindungsstück g gleitet, verschließt annähernd die lichte Weite von b. Auf ihm ruht ein Röhren e, das ein bekanntes Gewicht s der Substanz enthält, deren Dichte man bestimmen will. Behälter und größerer Teil der Röhre befinden sich in einer Umhüllung, die man auf gleichmäßige Temperatur erwärmt, die aber höher sein muß als der Siedepunkt des zu untersuchenden Stoffs bei Atmosphärendruck.

Am häufigsten erzielt man dies dadurch, daß man den Behälter mit einem Glasmantel umgibt, in dem man eine geeignete Flüssigkeit sieden läßt. Zu Beginn des Versuchs dehnt sich die in dem Behälter A befindliche Luft aus, ein Teil entweicht also durch die pneumatische Wanne. Sobald sich die Temperatur mit der der erwärmten Umhüllung ausgeglichen hat, was man an dem Aufhören der Ausdehnung der Luft wahrnimmt, zieht man den Glasstab t ein wenig zurück; das Röhren s fällt in den Behälter, die Substanz vergast sich und verdrängt ein gewisses Luftvolumen. Dieses wird in der graduierten Röhre m aufgefangen. Das in dieser Röhre gemessene Volumen ist nun aber nicht gleich dem, das die Substanz in dem Behälter selbst einnimmt, sondern gleich demjenigen, das sie einnehmen würde, wenn sie bei der Temperatur der

Luft in der Meßröhre in den gasförmigen Zustand übergeführt werden könnte. Da man diese Temperatur und den Druck, unter dem sich die Luft in der Röhre befindet, kennt, so kann man auch ihr Gewicht berechnen. Aus dem Verhältnis des Gewichts der Substanz zu dem Gewicht der Luft ergibt sich die Dichte, also mit Hilfe der nachstehenden Formel

$$D = \frac{s \times 760 \times (1 + 0,002665) t}{0,001293 \text{ g} \times (b - h) v}$$

Darin bedeutet s das Gewicht der verwendeten Substanz, t die Temperatur, bei der man die verdrängte Luft mißt, b den Barometerdruck, h die Tension des Wasserdampfs bei der Temperatur t (b und h in mm ausgedrückt), v das gemessene Luftvolumen (in cem).

Die Methode von V. Meyer gibt keine absolut genauen Werte, genügt aber trotzdem, um zwischen den verschiedenen ganzzahligen Vielfachen des Minimum des Molekulargewichts auszuwählen. Dieses selbst wird auf analytischem Wege festgestellt.

Es soll beispielsweise das Molekulargewicht des Chlorzinks festgestellt werden. Aus der Analyse ersehen wir, daß in diesem Körper 48 % Zink und 52 % Chlor enthalten sind. Wenn das Molekül Chlorzink nur ein Atom Chlor enthält, das 35,19 wiegt, so ergibt sich die entsprechende Menge Zinks aus dem Ansatz

$$\frac{x}{35,19} = \frac{48}{52} \quad x = 32,46$$

In diesem Falle würde das Molekulargewicht des Chlorzinks $32,46 + 35,19 = 67,65$ betragen.

Diese Zahl stellt das denkbar kleinste Molekulargewicht dieses Körpers dar, dessen Molekül also nur 1 Atom Chlor enthalten wird. Aber dieses Molekül kann auch n Atome Chlor enthalten, folglich auch $n \times 32,4$ Teile Zink; sein Molekulargewicht wird dann $n \times 67,65$ betragen. Es ist also unter den verschiedenen möglichen Werten von n auszuwählen.

Angenommen, wir finden die Dampfdichte = 4,6, was einem Molekulargewicht von 132,4 entsprechen würde (v. 47). Der Wert von n , der mit 67,65 multipliziert 132,4 am nächsten kommt, ist 2, wofür das Molekulargewicht des Chlorzinks 135,3 beträgt; dieser Wert wird also als das genaue Molekulargewicht des Chlorzinks anzusehen sein.

Die einwandfreie Bestimmung des Molekulargewichts beruht also immer auf einer quantitativen Analyse. Dieses experimentelle Verfahren ist in der Tat viel schärfer als die physikalischen Methoden.

49. Durch Messung der Gasdichten hat man die Molekulargrößen einer sehr großen Zahl von Verbindungen festgestellt; könnte man, wie wir es bei dem Wasser auszuführen vermochten, diesen Wert auf dem Wege der chemischen Teilbarkeit festlegen, so erhielte man stets einen Wert, der mit dem übereinstimmt, den die Dampfdichte liefert. Das liefert den vollständigsten experimentellen Beweis des Satzes von Avogadro.

Aus der Dampfdichte des Wassers z. B. leitet sich der Wert 18 ab, der auch auf chemischem Wege so gefunden wird.

50. Bestimmung des Gewichtes von einem Liter eines Gases. Kennen wir das Molekulargewicht eines Gases, so kann man daraus seine Dichte, d. h. das Gewicht eines Liters bei gegebenem Druck und gegebener Temperatur ableiten. Das Gewicht des Liters eines Gases ist gleich seiner Dichte, multipliziert mit dem Gewicht eines Liters Luft bei derselben Temperatur und demselben Druck. Ein Liter Luft wiegt bei t^0 und p Druck (ausgedrückt in Millimetern Quecksilber)

$$\frac{1,293 \text{ g} \times p}{760 \times (1 + \alpha t)}$$

Nun sahen wir früher, daß

$$D = \frac{M}{28,78}$$

Folglich ist auch das Gewicht des Liters eines Gases gleich

$$P = \frac{M \times 1,293 \text{ g} \times p}{28,78 \times 760 \times (1 + \alpha t)} = 0,08995 \times \frac{M}{2} \times \frac{p}{760 \times (1 + \alpha t)}$$

Bei 0° und 760 mm Druck vereinfacht sich dieser Wert zu

$$P = 0,08995 \times \frac{M}{2} \text{ oder sehr annähernd } P = 0,09 \times \frac{M}{2}$$

Daher die allgemeine Regel: Man erhält das Gewicht eines Liters eines Gases bei 0° und 760 mm Druck in Grammen, indem man sein halbes Molekulargewicht mit 0,09 multipliziert.

51. Grammmolekül. Mit Grammmolekül eines Körpers bezeichnet man die Zahl der Gramme eines Körpers, die gleich dem Molekulargewicht ist. Ein Grammmolekül Wasserstoff wiegt also 2 g, ein Grammmolekül Wassers 18 g usw. Die Grammmoleküle aller Körper enthalten dieselbe absolute Zahl von Molekülen, eine Zahl, die dem Verhältnis des Grammes zum absoluten Gewicht des Wasserstoffatoms gleich ist.

Das Gasvolumen eines Grammmoleküls bei 0° und 760 mm leitet sich leicht aus den oben aufgestellten Formeln ab. Ein Liter Wasserstoff wiegt 0,08995 g, ein Grammmolekül, also 2 g, nimmt dann den Raum ein von:

$$2 : 0,08995 = 22,234 \text{ Litern.}$$

Ein Grammmolekül irgend eines Gases würde also denselben Raum einnehmen. Man kann daher auch das Molekulargewicht eines Körpers dahin definieren, daß es die Menge des Stoffes in Gramm ausgedrückt bedeutet, die im gasförmigen Zustande bei 0° und 760 mm Druck den Raum von 22,234 Litern einnehmen würde.

52. Valenz oder Atomigkeit. Bestimmen wir das Molekulargewicht irgend welcher Wasserstoffverbindungen, so sehen wir, daß die Zahl der darin enthaltenen Wasserstoffatome wechselt.

So entsteht die Chlorwasserstoffsäure durch die Verbindung eines Wasserstoffatoms mit einem Chloratom.

Wasser enthält 2 Atome Wasserstoff auf 1 Atom Sauerstoff.

Ammoniak 3 Atome Wasserstoff auf 1 Atom Stickstoff.

Methan 4 Atome Wasserstoff auf 1 Atom Kohlenstoff.

Die Fähigkeit eines Atoms, sich mit anderen zu verbinden, seine Anziehungskraft also, ist demnach verschieden, nicht bloß seiner Intensität nach, sondern noch mehr nach seinem Bindungsvermögen.

Man bezeichnet mit Valenz oder Atomigkeit die Sättigungsfähigkeit eines Atoms. Dem Wasserstoffatom gegenüber besitzt das Sauerstoffatom ein Bindungsvermögen, das doppelt so groß ist als das des Chloratoms.

Lassen wir 2 Moleküle Sauerstoff, also 4 Atome auf 1 Molekül Methan einwirken, so werden diesem die 4 Wasserstoffatome entzogen; es entstehen 2 Moleküle Wasser und das freie Kohlenstoffatom bindet die beiden zurückbleibenden Sauerstoffatome. Diese beiden ersetzen also die 4 Wasserstoffatome, denen sie einem Kohlenstoffatom gegenüber äquivalent sind, soweit das Bindungsvermögen in Betracht kommt.

Ebenso entsteht, wenn man das zweiatomige Molekül des Chlors auf Methan einwirken läßt, ein Molekül Chlorwasserstoffsäure und das

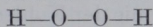
zurückbleibende Chloratom tritt an die Stelle des entzogenen Wasserstoffatoms. Das Wasserstoffatom bindet sich nur an ein einziges Atom und läßt sich nie durch mehr als ein Atom eines Elements ersetzen. Seine Valenz ist also gleich der Einheit; es ist einwertig.

Chlor, wie die anderen Halogene, von denen ein Atom ein Atom Wasserstoff ersetzen kann, sind ebenfalls einwertig. Sauerstoff ist zweiwertig, Stickstoff dreiwertig, Kohlenstoff vierwertig.

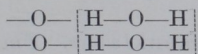
Im allgemeinen kann man beobachten, daß die Atome danach streben, sich gegenseitig abzusättigen, d. h. ihr ganzes Anziehungsvermögen zur Bindung zu verbrauchen. Ein Molekül, das aus einer solchen Verbindung entsteht, wird als gesättigt bezeichnet und kann in der Tat keine neuen Atome mehr festlegen.

53. Ein nicht gesättigtes System befindet sich nicht im stabilen Gleichgewicht und strebt danach, auf einem der drei folgenden Wege seinen Zustand zu verändern.

1. Es vereinigt sich durch seine freien Valenzen mit neuen Atomen, um dergestalt das Molekül zu sättigen. So bindet das Kohlenoxyd, das durch die Verbindung eines vierwertigen Kohlenstoffatoms mit einem zweiwertigen Sauerstoffatom entsteht, ein zweites Sauerstoffatom, um die beiden freien Wertigkeiten des Kohlenstoffs zu sättigen.
2. Es lagert sich an eine gleiche benachbarte Gruppe an, wodurch die beiden gegenseitig ihre Bindungen sättigen. Z. B. kann die Gruppe —O—H , die aus einem Atom des zweiwertigen Sauerstoffs und einem Atom des einwertigen Wasserstoffs besteht, und bei der eine Valenz des Sauerstoffs frei ist, sich mit sich selbst verbinden und liefert so das gesättigte Molekül



3. Das System spaltet sich so, daß seine Atome sich zu gesättigten Gruppen aneinander lagern können. Das beobachtet man beispielsweise bei der Zertrümmerung der Gruppe —O—H , die sich in Wasser und Sauerstoff verwandelt. Vier —O—H -Gruppen liefern 2 Moleküle Wasser und 1 Molekül zweiwertigen Sauerstoff



Wasser- und Sauerstoffmolekül sind gesättigt.

54. Häufig weist ein Element verschiedene Wertigkeiten auf. Neben den Hauptvalenzen, die es in allen Verbindungen zeigt, besitzt es noch andere, die nur unter bestimmten Bedingungen zutage treten, etwa wenn die Affinität zu dem sich anbietenden Element besonders stark ist.

So vereinigt sich der Phosphor mit 3 Atomen Wasserstoff, er kann aber 5 Atome Chlor binden. Diese haften nicht alle mit derselben Stärke; 2 davon werden viel leichter abgespalten als die anderen 3. Man wird daraus schließen, daß der Phosphor ein fünfwertiges Element ist, wobei 2 Valenzen also weniger kräftig sind und nur Elementen

gegenüber in Tätigkeit treten, die eine hervorragende Affinität zum Phosphor besitzen.

Ein gegenüber einem Element gesättigtes Molekül wird es also nicht gegenüber einem anderen sein. Daher ist es nicht leicht, das Valenzmaximum eines Elements festzustellen. Die Wertigkeit eines Atoms ist nie sehr hoch, sie überschreitet selten 4 und erreicht ein Maximum von 8 (Eisen, Nickel).

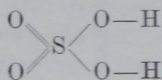
55. Die Atomtheorie ist nur eine Hypothese. Um Naturvorgänge zu erklären, deren erste Ursache uns verborgen ist, stellen wir einen Erklärungsversuch auf, der oft nur eine Umschreibung der Tatsachen darstellt. Eine Deutung gewinnt in unseren Augen eine um so größere Wahrscheinlichkeit, je mehr Tatsachen sie umfassen und erklären kann, um so mehr Gewicht, wenn sie uns neue Tatsachen voraussetzen läßt, die durch die Erfahrung nachher bestätigt werden, wenn wir mit ihrer Hilfe Gesetze aufstellen können, denen die zu erklärenden Erscheinungen sich unterordnen.

Derartige Hypothesen bilden mit den daraus abgeleiteten Gesetzen Theorien. Die Bedeutung der Hypothesen spielt in der Geschichte der Wissenschaften, die sich mit den Naturerscheinungen beschäftigen, eine überwiegende Rolle. Wir verdanken ihnen die wesentlichsten Fortschritte der Chemie und Physik. Nach dieser Hinsicht hat keine Theorie für die Entwicklung der Wissenschaft eine wichtigere Rolle gespielt als die Atomtheorie. Sie ist den Chemikern eine unentbehrliche Führerin geworden, und alle Versuche, sie aus der Wissenschaft auszuschalten und durch andere zu ersetzen, haben sich als unfruchtbar erwiesen. Wenn auch die anorganische Chemie allenfalls ohne die Hilfe der Atomtheorie ihre Grundlagen hätte aufbauen können, so wäre es doch der organischen Chemie, der Chemie der Kohlenstoffverbindungen, dem wichtigsten Teil unserer Wissenschaft, nie gelungen, über die bloße Beschreibung der Naturprodukte hinauszukommen, wenn nicht die unschätzbare Hilfe der Atomtheorie bei der Sichtung und Untersuchung der 120000 Verbindungen zur Seite gestanden hätte. Unter den Chemikern, die am meisten dazu beigetragen haben, der Atomtheorie ihre jetzige Form zu geben, sind in erster Reihe van't Hoff und Kekulé zu erwähnen.

56. Chemische Nomenklatur. Um die Atome eines Elements darzustellen, bedient man sich einer symbolischen Schreibweise. Jedes Element wird durch den Anfangsbuchstaben seines lateinischen Namens dargestellt. Haben mehrere Elemente denselben Anfangsbuchstaben, so fügt man zur Unterscheidung den zweiten Buchstaben des Namens hinzu. So bedeutet O nicht bloß den Sauerstoff, sondern ein Atom Sauerstoff vom Gewicht 15,88, Ag ein Atom Silber vom Gewicht 107,11 usw. Zur Kennzeichnung der Valenz eines Elements fügt man einen Exponenten in römischer Ziffer hinzu. So bedeutet P^V ein Atom des fünfwertigen Phosphors. Die nebenstehende Tabelle gibt die Atomgewichte, die Symbole und die Wertigkeit der verschiedenen Elemente an. Die fettgedruckten Namen geben die wichtigen Elemente an.

Sym- bol	Namen	Atom- gewicht	Valenz	Sym- bol	Namen	Atom- gewicht	Valenz
Ag	Silber	107,11	I	Na	Natrium	22,83	I
Al	Aluminium	26,91	III	Nb	Niobium	93	III, V
Ar	Argon	39,7	?	Nd	Neodymium	142,5	III, V
As	Arsen	74,52	III, V	Ne	Neon	20,3	?
Au	Gold	195,74	I, III	Ni	Nickel	58,4	II, III, VIII
B	Bor	10,86	III	O	Sauerstoff	15,878	II
Ba	Baryum	136,4	II	Os	Osmium	189,55	II—VIII
Be	Beryllium	9,01	II	P	Phosphor	30,75	III, V
Bi	Wismuth	206,5	III, V	Pb	Blei	205,36	II, IV
Br	Brom	79,34	I, VII	Pd	Palladium	106	II, IV
C	Kohlenstoff	11,92	IV	Pr	Praseodymium	139,4	III, V
Ca	Calcium	39,76	II	Pt	Platin	193,4	II, IV, VIII
Cd	Cadmium	111,55	II	Ra	Radium	224	II
Ce	Cerium	139,2	III, IV	Rb	Rubidium	14,75	I
Cl	Chlor	35,18	I, VII	Rh	Rhodium	102,2	III
Co	Kobalt	59,07	II, III	Ru	Ruthenium	100,9	II—VIII
Cr	Chrom	51,74	II, III, VI	S	Schwefel	31,83	II, VI
Cs	Caesium	131,9	I	Sb	Antimon	119,44	III, V
Cu	Kupfer	63,12	I, II	Sc	Scandium	43,78	III
Er	Erbium	164,7	III, V	Se	Selen	78,58	II, VI
F	Fluor	18,93	I, VII	Si	Silicium	28,18	IV
Fe	Eisen	55,6	II, III, VI	Sm	Samarium	149,2	III
Ga	Gallium	69,5	III	Sn	Zinn	118,1	II, IV
Gd	Gadolinium	155,57	III	Sr	Strontium	86,95	II
Ge	Germanium	71,4	IV	Ta	Tantal	181,4	III, V
H	Wasserstoff	1	I	Tb	Terbium	158,5	III
He	Helium	4	?	Te	Tellur	127,6	II, VI
Hg	Quecksilber	198,3	I, II	Th	Thor	230,8	IV
In	Indium	113,1	III	Ti	Titan	47,79	IV
Ir	Iridium	191,6	II, III, IV	Tl	Thallium	202,6	I, III
J	Jod	125,89	I, VII	Tu	Thulium (?)	169,4	
K	Kalium	38,82	I	U	Uran	237,7	IV, VIII
Kr	Krypton	81,6	?	V	Vanadium	51	II—V
La	Lanthan	138,9	III	W	Wolfram	183	II—VI
Li	Lithium	6,97	I	X	Xenon	128	?
Mg	Magnesium	24,1	II	Y	Yttrium	88,28	III
Mn	Mangan	54,57	II, III, VI, VII	Yb	Ytterbium (?)	171,8	III
Mo	Molybdän	95,8	II—VIII	Zn	Zink	64,91	II
N	Stickstoff	13,93	III, V	Zr	Zirkonium	89,7	IV

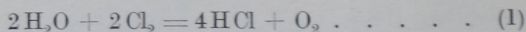
57. Formeln. Ein Molekül stellt man dar, indem man die verschiedenen Symbole der Elemente, die es zusammensetzen, nebeneinander schreibt und mit einem Index versieht, der die Zahl der Atome eines jeden angibt. So erhält man die chemische Formel eines Körpers. Z. B. bedeutet H_2SO_4 , Formel der Schwefelsäure, daß das Molekül dieses Körpers aus 2 Atomen Wasserstoff, 1 Atom Schwefel und 4 Atomen Sauerstoff besteht. Will man darstellen, wie die Atome untereinander im Molekül verknüpft sind, so bedient man sich der Strukturformeln, in denen die Valenzen durch Bindestriche dargestellt sind.



ist die Strukturformel der Schwefelsäure. Sie gibt an, daß die 4 Sauerstoffatome mit dem Schwefelatom verkettet sind; 2 mit beiden Valenzen, 2 nur mit einer; die andere Valenz ist durch Wasserstoff gesättigt. Man darf aber nie vergessen, daß das nur eine konventionelle Darstellung von Erfahrungstatsachen gibt, daß wir aber über die wirkliche Form der Moleküle nichts wissen.

Will man eine Atomgruppe im Molekül hervorheben, so schließt man sie in eine Klammer ein. Kommt diese Gruppe mehrere Male vor, so versieht man die Klammer mit einem Index. So kann man die Schwefelsäureformel auch schreiben: $SO_2(OH)_2$, wenn man die Aufmerksamkeit auf die beiden $-OH$ -Gruppen lenken will, die diesem Körper ganz besondere Eigenschaften verleihen.

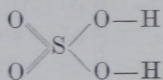
58. Chemische Gleichungen. Will man die Umwandlung eines Systems in ein anderes schriftlich darstellen, so bedient sich der Chemiker einer besonderen Schreibweise, die man als chemische Gleichung bezeichnet. Sie besteht wie eine algebraische Gleichung aus 2 Gliedern, die durch das Gleichheitszeichen getrennt sind. Auf der einen Seite schreibt man die Formel der aufeinander einwirkenden Körper, die man durch das $+$ -Zeichen trennt; die andere Seite enthält die Formel der Umwandlungsprodukte, die gleichfalls durch das $+$ -Zeichen getrennt sind. Kommen mehrere Moleküle desselben Körpers zur Wirkung, so bezeichnet man dies dadurch, daß man die Formel dieses Körpers mit einem Koeffizienten versieht. So bedeutet die Gleichung



daß bei der Einwirkung von 2 Chlormolekülen auf 2 Wassermoleküle 4 Moleküle Chlorwasserstoffsäure (HCl) und 1 Molekül Sauerstoff entstehen.

Eine chemische Gleichung hat eine qualitative und quantitative Bedeutung. Sie belehrt uns nicht bloß darüber, daß Körper aufeinander einwirken und gewisse neue Verbindungen liefern, sondern auch in welcher Menge sie an der Umsetzung teilnehmen. Bei dem angeführten Beispiel sehen wir, daß 2 Wassermoleküle, die 2×18 wiegen, auf 2 Moleküle Chlor im Gewicht von 2×71 einwirken und 4 Moleküle Chlorwasserstoffsäure liefern im Gewicht von $4 \times 36,5$ und 2×16 Sauerstoff. Die Gewichtseinheit ist gleichgültig. Sie kann ebensogut das

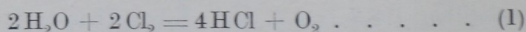
57. Formeln. Ein Molekül stellt man dar, indem man die verschiedenen Symbole der Elemente, die es zusammensetzen, nebeneinander schreibt und mit einem Index versieht, der die Zahl der Atome eines jeden angibt. So erhält man die chemische Formel eines Körpers. Z. B. bedeutet H_2SO_4 , Formel der Schwefelsäure, daß das Molekül dieses Körpers aus 2 Atomen Wasserstoff, 1 Atom Schwefel und 4 Atomen Sauerstoff besteht. Will man darstellen, wie die Atome untereinander im Molekül verknüpft sind, so bedient man sich der Strukturformeln, in denen die Valenzen durch Bindestriche dargestellt sind.



ist die Strukturformel der Schwefelsäure. Sie gibt an, daß die 4 Sauerstoffatome mit dem Schwefelatom verkettet sind; 2 mit beiden Valenzen, 2 nur mit einer; die andere Valenz ist durch Wasserstoff gesättigt. Man darf aber nie vergessen, daß das nur eine konventionelle Darstellung von Erfahrungstatsachen gibt, daß wir aber über die wirkliche Form der Moleküle nichts wissen.

Will man eine Atomgruppe im Molekül hervorheben, so schließt man sie in eine Klammer ein. Kommt diese Gruppe mehrere Male vor, so versieht man die Klammer mit einem Index. So kann man die Schwefelsäureformel auch schreiben: $SO_2(OH)_2$, wenn man die Aufmerksamkeit auf die beiden $—OH$ -Gruppen lenken will, die diesem Körper ganz besondere Eigenschaften verleihen.

58. Chemische Gleichungen. Will man die Umwandlung eines Systems in ein anderes schriftlich darstellen, so bedient sich der Chemiker einer besonderen Schreibweise, die man als chemische Gleichung bezeichnet. Sie besteht wie eine algebraische Gleichung aus 2 Gliedern, die durch das Gleichheitszeichen getrennt sind. Auf der einen Seite schreibt man die Formel der aufeinander einwirkenden Körper, die man durch das $+$ -Zeichen trennt; die andere Seite enthält die Formel der Umwandlungsprodukte, die gleichfalls durch das $+$ -Zeichen getrennt sind. Kommen mehrere Moleküle desselben Körpers zur Wirkung, so bezeichnet man dies dadurch, daß man die Formel dieses Körpers mit einem Koeffizienten versieht. So bedeutet die Gleichung



daß bei der Einwirkung von 2 Chlormolekülen auf 2 Wassermoleküle 4 Moleküle Chlorwasserstoffsäure (HCl) und 1 Molekül Sauerstoff entstehen.

Eine chemische Gleichung hat eine qualitative und quantitative Bedeutung. Sie belehrt uns nicht bloß darüber, daß Körper aufeinander einwirken und gewisse neue Verbindungen liefern, sondern auch in welcher Menge sie an der Umsetzung teilnehmen. Bei dem angeführten Beispiel sehen wir, daß 2 Wassermoleküle, die 2×18 wiegen, auf 2 Moleküle Chlor im Gewicht von 2×71 einwirken und 4 Moleküle Chlorwasserstoffsäure liefern im Gewicht von $4 \times 36,5$ und 2×16 Sauerstoff. Die Gewichtseinheit ist gleichgültig. Sie kann ebensogut das

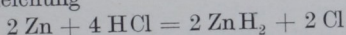
absolute Gewicht des Wasserstoffatoms bedeuten wie auch eine Tonne. Die absolute Zahl der in Betracht kommenden Moleküle wird gegeben durch das Verhältnis des Gewichts des Wasserstoffatoms zur gewählten Gewichtseinheit. Die Kenntnis der chemischen Gleichungen ist unentbehrlich, wenn man wissen will, wieviel man von einer Substanz braucht, um ein bestimmtes Gewicht eines Körpers zu erhalten.

59. Wollten wir etwa 50 g Sauerstoff herstellen, so belehrt uns Gleichung (1), daß 32 g dieses Gases von 36 g Wasser und 142 g Chlor geliefert werden. Ein einfacher Ansatz gestattet dann die Berechnung der zur Darstellung von 50 g Sauerstoff notwendigen Mengen.

Will man ein Gas darstellen, so muß man wissen, welche Mengen zu verwenden sind, um ein gegebenes Volumen zu liefern. Man muß sich dann daran erinnern, daß ein Grammmolekül eines Gases bei 0° und 760 mm Druck einen Raum von 22230 ccm einnimmt und daß das Gewicht eines Liters des Gases gleich ist $\frac{M}{2} \cdot 0,0899$, wobei M sein Molekulargewicht bedeutet.

60. Man muß bedenken, daß chemische Gleichungen nicht mit algebraischen vergleichbar sind. Sie stellen nur die Umschreibung einer beobachteten Tatsache dar. Wir können sie nicht a priori auflösen. Kennen wir die eine Seite der Gleichung, so können wir daraus nicht mathematisch die andere ableiten.

So ist die Gleichung



algebraisch richtig; chemisch ist sie Unsinn.

Man kann mit einer chemischen Gleichung folgende Operationen vornehmen. Man kann beiden Seiten gemeinsame Werte weglassen. Man kann alle Koeffizienten durch einen gemeinsamen Wert dividieren und kann zwei Gleichungen Glied für Glied addieren. Diese Operation bedeutet experimentell zwei gleichzeitig oder unmittelbar hintereinander vor sich gehende Reaktionen.

61. Nomenklatur. Die Bezeichnung der Verbindungen zweier Elemente wird gebildet, indem man dem Namen des Metalloidbestandteiles die Silbe id oder ür anhängt; man läßt dann den so gebildeten Namen dem des anderen Elements folgen. So ist Natriumchlorid die Verbindung von Chlor und Natrium, Phosphorbromid von Phosphor und Brom. Bildet ein Element mit einem anderen mehrere Verbindungen, so braucht man Präfixe, die die Zahl der Atome des einen angeben, das sich mit dem anderen verbindet. So kennen wir Phosphortrichlorid PCl_3 und Phosphorpentachlorid PCl_5 . Die Verbindungen des Sauerstoffs heißen im allgemeinen Oxyde, die des Schwefels Sulfide. Bildet ein Metall zwei Verbindungen mit einem Metalloid, so erhält die Verbindung, die mehr von diesem enthält, die Endsilbe id, die weniger enthält, die Endsilbe ür; FeCl_3 ist das Eisenchlorid, FeCl_2 das Eisenchlorür. Als Hydroxyde bezeichnet man die die —OH-Gruppe

enthaltenden Verbindungen. Z. B. $\text{Ca} \begin{cases} \text{OH} \\ \text{OH} \end{cases}$ ist das Calciumhydroxyd.

62. Es besteht eine wichtige Gruppe von Stoffen, denen allen ein herber, saurer Geschmack und die Fähigkeit, den Farbstoff Lackmus zu röten, gemeinsam ist; das sind die Säuren. Allen charakteristisch ist, daß ihr Molekül ein oder mehrere Wasserstoffatome enthält, die leicht gegen Metall ausgetauscht werden können. Außer dem Wasserstoff enthält ihr Molekül ein oder mehrere Metalloide; sind mehrere vorhanden, dann ist davon eins fast immer der Sauerstoff. Die Sauerstoff enthaltenden Säuren heißen Sauerstoffsäuren und überwiegen an Zahl. Die, die durch Vereinigung von Wasserstoff mit einem Metalloid entstehen, sind die Wasserstoffsäuren.

Den Namen der Wasserstoffsäure bildet man, indem man Wasserstoff an den Namen des Metalloids anhängt. So ist HCl Chlorwasserstoffsäure. In den Sauerstoffsäuren findet man außer dem Sauerstoff ein ihnen eigentümliches Metalloid, das der Säure den Namen verleiht. So ist H_2CO_3 Kohlensäure. Bisweilen bildet ein Metalloid mehrere Säuren; die an Sauerstoff ärmeren erhalten die Endsilbe *ich* oder *ig*; die reicheren führen einfach den Namen des Metalloids. Bei den ärmeren unterscheidet man die am wenigsten enthaltenden durch Voraussetzen des Wortes „Unter“ (früher auch *hypo*); bei den reicheren die am meisten enthaltenden durch Voraussetzen von *Über* oder *Per*.

So kennen wir beispielsweise:

HOCl Unterchlorige Säure,
 HO_2Cl Chlorige Säure (nur in Salzen),
 HO_3Cl Chlorsäure,
 HO_4Cl Über(Per-)chlorsäure.

63. Unter Basizität einer Säure versteht man die Anzahl der darin enthaltenen ersetzbaren Wasserstoffatome.

HCl ist einbasisch,
 H_2SO_4 ist zweibasisch,
 H_3PO_4 ist dreibasisch.

Die Basizität steigt selten über 4. Man darf nicht etwa glauben, daß sie immer mit der Zahl der im Molekül enthaltenen Wasserstoffatome zusammenfällt. So hat die Essigsäure die Formel $C_2H_4O_2$ und ist einbasisch. Man muß also das ersetzbare Wasserstoffatom von dem nicht ersetzbaren wohl unterscheiden; man bezeichnet jenes als das basische.

64. Eine Säure kann angesehen werden als entstanden aus der Verbindung einer gewissen Zahl von basischen Wasserstoffatomen mit einer mehr oder minder komplexen Gruppe mehrerer Atome. Diese Gruppe ist der salzbildende Rest, der in den Wasserstoffsäuren auf ein Atom zusammenschumpft.

Die Gruppe $-ClO_3$ spielt im Molekül der Chlorsäure dieselbe Rolle wie das Chlor in der Chlorwasserstoffsäure. In dieser Art kennen wir sehr zahlreiche, aus mehreren Atomen bestehende Gruppen, so alle salzbildenden Reste, die dieselbe Funktion haben wie ein Atom allein.

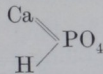
Derartige Gruppen nennt man Radikale. Sie existieren nicht für sich allein; man kann sie nicht gesondert darstellen, denn sie bilden keine gesättigten Systeme. Wenn man sie abscheiden will, spalten sie sich (vgl. 53).

65. Ersetzt man den Wasserstoff einer Säure mehr oder weniger durch ein Metall, so erhält man ein Produkt, das als Salz bezeichnet wird. Die Namen der Salze der Wasserstoffsäuren werden so gebildet, daß man Wasserstoff durch den Namen des betreffenden Metalles ersetzt. So wird das Calciumsalz der Bromwasserstoffsäure CaBr_2 als Calciumbromid bezeichnet.

Die Salze der Sauerstoffsäuren unterscheidet man so, daß man in den Endwörtern, die die lateinischen Namen des Metalloids enthalten, die letzte Silbe wechseln läßt. So heißt das Natriumsalz der salpetrigen Säure Natriumnitrit (oder salpetrigsaures Natrium), das der Salpetersäure Natriumnitrat (oder salpetersaures Natrium).

Wird der basische Wasserstoff im Säuremolekül vollständig ersetzt, so erhält man ein neutrales Salz. Ist dies nur teilweise der Fall, so bleibt noch basischer Wasserstoff im Molekül, dieses besitzt noch saure Eigenschaft; das Salz ist ein saures.

Nur die mehrbasischen Säuren können saure Salze bilden. Man bezeichnet das Salz als 1, 2, 3 usw. basisch, je nachdem 1, 2, 3 ... Wasserstoffatome des Moleküls durch Metall ersetzt sind, nicht etwa nach der Zahl der Metallatome, die das Salz bilden. So ist



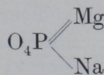
zweibasisch phosphorsaurer Kalk, obwohl er nur ein Atom Calcium enthält.

Man kann auch bei der Nomenklatur so vorgehen, daß man die Zahl der bleibenden basischen Wasserstoffatome aufführt.



ist das zweifach saure Natriumphosphat.

Ein gemischtes Salz (Doppelsalz) ist ein solches, in dem der Wasserstoff durch verschiedene Metalle ersetzt wird.



ist das gemischte neutrale Natriummagnesiumsalz der Phosphorsäure.

66. Basen. Die meisten Oxyde und Hydroxyde der Metalle besitzen die Eigenschaft, ihr Metall leicht gegen den Wasserstoff der Säure auszutauschen und geben so Salze. Z. B.



Man nennt die Oxyde und Hydroxyde der Metalle, die diese Eigenschaft besitzen, Basen.

Am Schluß dieses kurzen Überblicks über die Nomenklatur sei angeführt, daß viele Körper ihre Namen teils ihrer Entstehung, teils ihrer Eigenschaft verdanken. Die Benennung der Kohlenstoffverbindungen beruht auf besonderen Grundsätzen, die in der organischen Chemie näher studiert werden.