

SCHRIFTEN DER GESELLSCHAFT ZUR FÖRDERUNG DER  
WESTFÄLISCHEN WILHELMS-UNIVERSITÄT ZUMÜNSTER

40

WILHELM KLEMM

DIE BEDEUTUNG DER PHYSIK  
FÜR DIE  
ENTWICKLUNG DER CHEMIE



VERLAG ASCHENDORFF  
MÜNSTER WESTF. 1958

*Vortrag, gehalten anlässlich des  
Rektoratsantrittes  
am 15. November 1957*



© Aschendorff, Münster Westfalen, 1958 · Printed in Germany

Alle Rechte, auch die des auszugsweisen Nachdrucks, der foto-  
mechanischen und tontechnischen Wiedergabe und die der Übersetzung,  
vorbehalten.

Druck der Aschendorffschen Buchdruckerei, Münster Westf., 1958

Nachdem Sie, sehr verehrter Herr Prorektor, mir in feierlicher Weise das Amt des Rektors der Westfälischen Wilhelms-Universität übergeben haben, ist es meine erste Aufgabe, Ihnen für Ihre Amtsführung im verflossenen Rektoratsjahr den Dank der Universität auszusprechen. Sie haben sich für die so umfangreichen Aufgaben des Rektors mit Ihrer starken Persönlichkeit voll und ganz eingesetzt und den Wiederaufbau unserer alma mater wieder ein gutes Stück vorwärts gebracht. Indem ich Ihnen hierfür danke, darf ich Sie gleichzeitig bitten, mir in dem kommenden Jahr mit Ihrem wertvollen Rat zur Seite zu stehen und mir zu helfen, das mir anvertraute Amt zum Segen unserer alma mater auszuüben.

Mit dem Amt des Rektors wechselt an unserer Universität in allen Fakultäten das Amt des Dekans. Den scheidenden Dekanen ist sicherlich schon in den Fakultäten der Dank ihrer Kollegen ausgesprochen worden. Bei der entscheidenden Bedeutung, die den Fakultäten für das Leben und den Fortschritt der Gesamtuniversität zukommt, scheint es mir aber erforderlich, diesen Dank auch an dieser Stelle noch einmal im Namen der Universität zum Ausdruck zu bringen. Gleichzeitig darf ich die neugewählten Herren Dekane um vertrauensvolle Zusammenarbeit bitten.

## Meine Damen und Herren!

Von Persönlichkeiten, denen die Pflege der Wissenschaft Sache des Herzens ist, ist in letzter Zeit immer wieder die Sorge zum Ausdruck gebracht worden, ob wohl die Universität in ihrer derzeitigen Form noch eine „universitas litterarum“ sei, oder ob sie sich nicht schon jetzt in eine lose Vereinigung von Fachschulen aufgelöst habe. Die Wissenschaftler der heutigen Zeit würden immer mehr Spezialisten für enge Gebiete, es gäbe kaum noch Forscher, die wirklich die ganz großen Zusammenhänge übersähen. Was erforscht würde, seien Einzelergebnisse, was fehle, sei die Einordnung dieser vielen, gewiß sehr wertvollen Einzelheiten in eine große, umfassende Schau. Soweit die Naturwissenschaften in Frage kommen — und nur über diese fühle ich mich befugt, zu urteilen, — mag diese Sorge zum Teil berechtigt sein, in vielen Beziehungen ist sie jedoch durch die tatsächliche Entwicklung in den letzten Jahrzehnten überholt. Gewiß, es wird bei der in so starkem Maße wachsenden wissenschaftlichen Produktion immer schwieriger, den Fortschritt unserer Erkenntnisse zu verfolgen, und der Forscher ist im allgemeinen nur auf einem relativ engen Teilgebiet wirklich in der Lage, alles das zu wissen, was man braucht, um erfolgreich forschen zu können. In diesem Sinne ist das Spezialistentum unvermeidlich. Auf der anderen Seite zeigt sich aber immer mehr, daß man bald mit seiner Kunst am Ende ist, wenn man sich nur um sein eigenes Fach kümmert und nicht weiß, was auf den Nachbargebieten vor sich geht. Man kann heute nicht nur Botaniker oder Mineraloge oder Physiker oder Chemiker sein — diese Disziplinen greifen heute so in-

einander über, daß die Zwischengebiete immer größere Bedeutung gewinnen. Dabei geht die Entwicklung in einer ganz bestimmten Richtung, nämlich von den beschreibenden zu den exakten Wissenschaften: der Biologe ist in immer stärkerem Maße an der Chemie interessiert, der Geologe, Mineraloge und Chemiker an der Physik, der Physiker braucht immer mehr mathematische Methoden. So kommt es auch, daß eine Reihe von Disziplinen entstanden ist, die sich bewußt der Pflege von Grenzgebieten annehmen. Ich darf hier die Geophysik, die Biochemie, die physikalische Chemie und die mathematische Physik nennen. Es ist aber keineswegs so, daß Grenzgebiete nur in diesen Zwischenfächern bearbeitet werden, auch in der Forschung und Lehre der Grunddisziplinen selbst spielen die Nachbargebiete heute eine sehr große, ja zum Teil entscheidende Rolle.

Ich könnte mir gut denken, daß jemand mit Bezug auf die Forschungsarbeiten des mir anvertrauten Instituts die Frage stellt: Ja, ist denn das überhaupt noch anorganische Chemie, was Sie betreiben, das ist ja Kristallographie oder es ist Physik. Und ich könnte darauf nur antworten: Das mag richtig sein, aber mit chemischen Methoden allein können wir die Probleme, die uns beschäftigen, nicht lösen! Auf der anderen Seite ist es aber doch zweckmäßig, daß der Chemiker diese Messungen selbst durchführt. Denn viele der Stoffe, die uns besonders interessieren, haben so heimtückische Eigenschaften, daß man nicht einfach die üblichen Meßmethoden und Einrichtungen übernehmen kann, man muß sie vielmehr den Eigenschaften der Stoffe anpassen. Aus diesen Gründen müssen auch unsere Chemiestudierenden sich heute viel intensiver mit den Nachbardisziplinen,

insbesondere mit der Physik, beschäftigen als früher, denn nur so sind sie ausreichend für die Aufgaben geschult, die sie im Leben erwarten!

Die engen Beziehungen zwischen Physik und Chemie, die heute eine so große Rolle spielen und die ich in dieser festlichen Stunde mit einigen groben Strichen zeichnen möchte, sind an sich nichts Neues. Ich meine damit nicht so sehr, daß Forscher, die wir zu den ganz großen in der Physik zu rechnen haben, wie Ørsted und Faraday, gleichzeitig wichtige chemische Entdeckungen gemacht haben: Der Physiker Ørsted hat als erster Aluminiummetall — wenn auch noch nicht ganz rein — dargestellt und eine viel verwendete Methode entwickelt, um aus schwer angreifbaren Sauerstoffverbindungen durch Einwirkung von Kohle und Chlor die entsprechenden Chlorverbindungen herzustellen; Faraday hat u. a. das Benzol und andere Kohlenwasserstoffe im Leuchtgas entdeckt und die sogenannten Gashydrate erstmalig dargestellt. Eine solche Vielseitigkeit war möglich, weil damals ein Einzelner noch mehrere Disziplinen übersehen konnte. Als Kuriosität darf ich erwähnen, daß 1866 Lothar Meyer einen Ruf an die Forstakademie Eberswalde erhielt, um dort „Mineralogie“, „Chemie“ und „Physik“ und nach Bedürfnis auch noch „Botanik“ zu lehren!

Worauf es mir im folgenden ankommt, ist aber etwas anderes: ich möchte Ihnen Beispiele für die Anwendung typisch physikalischer Methoden zur Lösung chemischer Probleme geben. Dabei ist es durchaus vorgekommen, daß es ein Chemiker war, der diese physikalische Methode zuerst benutzt hat, während andererseits auch Physiker zum Fortschritt der Naturwissenschaften bei-

getragen haben unter Anwendung von Methoden, die von Chemikern entwickelt worden sind!

Lassen Sie mich die Entwicklung der Chemie für einige Hauptprobleme betrachten. Das erste betrifft die Frage: *Wie sind die Stoffe qualitativ zusammengesetzt?* Um es konkreter auszudrücken: obwohl in unseren höheren Schulen, insbesondere an denen in Nordrhein-Westfalen, die Chemie recht stiefmütterlich behandelt wird, lernt wohl jeder Schüler, daß Wasser aus den Elementen Wasserstoff und Sauerstoff besteht. Und meist nimmt er es hin, ohne sich darüber zu wundern, obwohl man doch in diesem Wasser weder von den Eigenschaften des Wasserstoffs noch von denen des Sauerstoffs etwas erkennen kann. Statt dieser beiden Gase liegt eine Flüssigkeit vor, die nicht mehr brennbar ist, wie der Wasserstoff, und die nicht mehr die Verbrennung unterhält, wie der Sauerstoff. Wenn wir also behaupten, daß Sauerstoff und Wasserstoff die Bestandteile des Wassers seien, so verlangt das schon eine erhebliche Abstraktion von dem, was der naive Beobachter sieht. Und so darf es nicht wundernehmen, daß man bei den ersten Versuchen, den Aufbau der stofflichen Welt zu deuten, ganz andere Wege ging: Die griechischen Philosophen, die ja selbst keine Versuche machten, sondern sich bemühten, auf Grund der damals bekannten Tatsachen ein Weltbild zu entwickeln, kamen zu Vorstellungen, die sich in krasser Weise voneinander unterschieden. So entwickelten Empedokles, Leukipp und Demokrit eine Korpuskulartheorie, wonach die Verschiedenheiten der Stoffe auf Unterschiede in Größe, Lage, Anordnung und Bewegungszustand von nicht sichtbaren, unveränderlichen, nicht mehr teilbaren Partikeln, die sie Atome nannten,

zurückgeführt wurden. In völligem Gegensatz dazu baute Aristoteles eine Physik nach Qualitäten auf, wonach das Vorhandensein der Eigenschaften, die paarweise Gegensätze bilden und übertragbar sind, — insbesondere warm und kalt, feucht und trocken — die Existenz der verschiedenen Stoffe bestimmen soll. Von den vier sogenannten „Elementen“ sollte z. B. die feste „Erde“ kalt und trocken, das flüssige „Wasser“ kalt und feucht, die gasförmige „Luft“ warm und feucht und das „Feuer“ warm und trocken sein. Es handelte sich also bei diesen „Elementen“ des Aristoteles um die drei Aggregatzustände und das Feuer, das man bis zum Ende des 18. Jahrhunderts als etwas stofflich besonderes ansah. Durch Zuführung entsprechender Eigenschaften konnte man die Stoffe verwandeln; so geht die Flüssigkeit Wasser in ein Gas über, wenn man Wärme zuführt.

Von diesen so verschiedenen Ansichten der griechischen Philosophen wurde die des Aristoteles für die weitere Entwicklung von ausschlaggebender Bedeutung; sie führte u. a. zu dem Glauben, daß man die Metalle verändern, z. B. in Gold überführen könne, indem man irgend einem anderen Metall gewisse Eigenschaften wegnähme, andere zuführte; so kam es zu dem Zeitalter der Alchemie. Die vielfachen Versuche, die man zur Erreichung dieses Zieles anstellte, führten etwa im 16. Jahrhundert zu neuen Elementbegriffen: Quecksilber, Schwefel und Salz. Anstelle der sehr primitiven Begriffe der Aggregatzustände: fest, flüssig und gasförmig waren solche getreten, die schon mehr der stofflichen Verschiedenheit entsprachen, nämlich das Metall „Quecksilber“, das Nichtmetall „Schwefel“ und das „Salz“, d. h. die Verbindung aus Metall und Nichtmetall. Am Ende des 17. Jahrhun-

derts hat sich dann der Elementbegriff immer mehr dem heutigen genähert, daß nämlich Elemente Stoffe sind, die sich nicht weiter zerlegen lassen. Aber trotzdem war die Auffassung von Aristoteles noch nicht restlos überwunden. Sie fand ihren letzten Ausdruck in der sogenannten „Phlogiston“-Theorie von Stahl, die annahm, daß bei den Verbrennungen etwa von Schwefel oder Metallen etwas weggeht — das „Phlogiston“, d. h. die Eigenschaft der Brennbarkeit — und das umgekehrt dieses Phlogiston wieder zugeführt werden muß, um aus den Verbrennungsprodukten den Schwefel oder das Metall wieder zu erhalten. Bekanntlich ist es umgekehrt: Bei der Verbrennung verbindet sich der brennbare Stoff mit Sauerstoff, zur Wiedergewinnung des ursprünglichen Stoffes muß der Sauerstoff wieder entzogen werden. Dementsprechend sind die Verbrennungsprodukte schwerer als die ursprünglichen Stoffe. Die Anhänger der Phlogiston-Theorie wußten um diese Gewichtsverhältnisse, aber sie sahen darin keine ernsthafte Schwierigkeit, weil es ja für sie nicht so sehr etwas Stoffliches war, was wegging, sondern gewissermaßen nur eine Eigenschaft; die Gewichtsvermehrung wurde als etwas Sekundäres angesehen. Sie behielten ihre Auffassung auch bei, als der Sauerstoff, dem ja eine Schlüsselstellung bei den Verbrennungserscheinungen zukommt, entdeckt wurde. Es war letzten Endes die *physikalische* Behandlung des Problems durch Lavoisier in den Jahren 1872 bis 1877, die die Phlogistontheorie stürzte. Lavoisier legte seinen Untersuchungen das Prinzip der Erhaltung der Masse bei chemischen Umsetzungen zugrunde; er zeigte, daß z. B. Quecksilber bei der Aufnahme von Sauerstoffgas um ebensoviel an Gewicht zunimmt, wie dem Ge-

wicht des verbrauchten Sauerstoffs entspricht, und daß umgekehrt die so gebildete Quecksilbersauerstoffverbindung beim Erhitzen wieder Sauerstoff abgibt, ins Metall übergeht und dementsprechend an Gewicht verliert. Damit war durch diese Anwendung der Wägung, d. h. einer physikalischen Methode, der Schlußstrich zur Frage der Umwandlung des Elementbegriffs des Altertums in den modernen Begriff gezogen. Daß wirklich erst durch Lavoisier's Arbeiten eine endgültige Klärung des Elementbegriffs erfolgte, ergibt sich daraus, daß Lavoisier selbst in seinen ersten Elementtabellen noch Licht und Wärme als Elemente anführte.

Es ändert nichts an dem Verdienst Lavoisiers, daß andere vor ihm das Gesetz von der Erhaltung der Masse angewendet haben, wenn auch nicht immer mit Erfolg. So hat z. B. im Anfang des 17. Jahrhunderts der flämische Arzt und Chemiker van Helmont folgenden Versuch gemacht: Er hat ein Samenkorn in ein Gefäß mit einer gewogenen Menge Erde gegeben und tüchtig gegossen; es wuchs eine Pflanze, die viel schwerer war als das Samenkorn. Das Gewicht der Erde hatte sich nicht verändert. Schlußfolgerung: Die Pflanze besteht aus Wasser. Diese Anwendung des Satzes von der Erhaltung der Masse erfolgte damals zu früh; auch physikalische Methoden können in der Chemie nur dann mit Erfolg angewendet werden, wenn gewisse Voraussetzungen von seiten der Chemie — hier die Kenntnis der Rolle der Luftkohlen Säure für den Assimilationsprozeß — erfüllt sind. — Der Lavoisier'schen gleichwertig war eine Untersuchung von Black um die Mitte des 18. Jahrhundert über das Brennen von Kalk, aber sie hat Black nicht so berühmt gemacht. Lavoisier hatte einmal das Glück —

und das kann man in der Wissenschaft ebenso brauchen wie auch sonst im Leben —, daß es sich bei dem Verbrennungsproblem damals um das Zentralproblem der Chemie handelte und zum anderen, daß unmittelbar vorher Scheele und Priestley den Sauerstoff entdeckt hatten.

Von den insgesamt in der Natur vorkommenden rund 90 Elementen waren zur Zeit Lavoisiers 26 — d. h. ein knappes Drittel — bekannt, dazu kamen einige weitere Stoffe wie Kalk, Magnesia, Tonerde usw., von denen es zweifelhaft war, ob es sich dabei wirklich um Elemente handelte. Auch die Alkalien hielt Lavoisier für zusammengesetzt. Ein Teil der fehlenden Elemente ist seitdem durch chemische Methoden entdeckt worden, bei anderen leisteten *physikalische Methoden* entscheidende Hilfe. Schicksalhaft für die ganze weitere Entwicklung der Chemie war das Jahr 1807, in dem der Engländer Davy die kurz vorher entwickelte Volta'sche Säule als Elektrizitätsquelle benutzte, um den Einfluß des *elektrischen Stromes* auf chemische Stoffe zu untersuchen. Er erzielte damit Wirkungen, die man mit chemischen Methoden nicht erreichen konnte; so gelang es ihm, die sehr unedlen Elemente Natrium, Kalium, Calcium und andere aus ihren Verbindungen herzustellen. Die damit gefundenen Beziehungen zwischen Elektrizitätslehre und Chemie sollten sich später als von grundlegender Bedeutung erweisen.

In der weiteren Entwicklung erwiesen sich die *optischen* Erscheinungen als ein wichtiges Hilfsmittel für die Auffindung neuer Elemente. Bunsen und Kirchhoff, in einem „teamwork“ zwischen Chemiker und Physiker, erkannten 1860, daß bei der spektralen Zerlegung von Licht,

das von hoch erhitzten Stoffen ausgesandt wird, scharfe Linien auftreten, die für einzelne Elemente charakteristisch sind; demnach deutete das Auftreten neuer Linien die Existenz eines unbekanntes Elementes an. So wurden Rubidium, Caesium, Indium, Gallium, Thallium und die seltenen Edelgase gefunden. Eine Erweiterung dieser Methode ergab sich in diesem Jahrhundert aus der Untersuchung der von der Röntgenröhre je nach der Art der Antikathode ausgesandten Strahlung, die besonders einfach gebaute Spektren liefert. Auf diese Weise wurde in diesem Jahrhundert von von Hevesy das Hafnium und von dem Ehepaar Noddack das Rhenium entdeckt.

Kehren wir zum Ende des 18. Jahrhunderts zurück. Die Entwicklung des Elementbegriffs hatte rund 2 Jahrtausende gebraucht. Die Beantwortung der nächsten Frage *nach den Gesetzen, nach denen sich die Elemente gewichtsmäßig zu Verbindungen vereinen*, erforderte rund ein halbes Jahrhundert. Sie ist eine der großartigsten Leistungen der Chemie und ist eigentlich ohne wesentliche Hilfestellung von seiten der Physik erfolgt. Das Studium der quantitativen Zusammensetzung der Verbindungen führte zu Gesetzmäßigkeiten, die man am einfachsten verstand, wenn man den *Atombegriff* benutzte, der, wie bereits erwähnt, schon im Altertum geprägt war, auch immer wieder herangezogen wurde, ohne daß sich aber bis dahin ein wesentlicher Nutzen ergeben hatte. Der Engländer Dalton kam am Anfang des 19. Jahrhunderts nach dem Ergebnis der damals vorliegenden, noch sehr fehlerhaften Analysen einer Reihe von Verbindungen zu dem Schluß, daß *Elemente* aus gleichartigen Atomen aufgebaut sind, daß dagegen

in den *Verbindungen* verschiedene Atome miteinander verbunden sind, und zwar in einfachen Zahlenverhältnissen (1:1, 2:1 usw.). Man kam so auch zu dem Begriff des Atomgewichts, das man, da man über das Gewicht der Einzelatome noch nichts wußte, in Einheiten der — natürlich ebenfalls unbekanntes! — Wasserstoffmasse maß. Das Atomgewicht 16 des Sauerstoffs etwa bedeutet also, daß ein Sauerstoff-Atom 16mal so schwer ist wie ein Wasserstoffatom. Zur Festlegung des Atomgewichts mußte man außer der prozentualen Zusammensetzung das Verhältnis der Atome in der Verbindung kennen, und das war nicht leicht zu bestimmen. Wasser könnte z. B. aus 1 Atom Wasserstoff und 1 Atom Sauerstoff bestehen, das Atomverhältnis könnte auch 2:1 oder 3:1 oder 3:2 sein usw.

Für die Lösung dieser Aufgabe war eine 1811 ausgesprochene Idee des italienischen Physikers Graf Avogadro von großer Bedeutung. Dieser stellte die Hypothese auf, daß in gleichen Volumina verschiedener Gase bei gleichem Druck und gleicher Temperatur die gleiche Anzahl kleinster, frei sich bewegender Teilchen, die sogenannten Molekeln, vorhanden sind. Dabei ergab die Diskussion im einzelnen, daß diese Molekeln bei den meisten Gasen, so z. B. bei Wasserstoff, Sauerstoff usw., nicht aus einzelnen Atomen, sondern jeweils aus Atompaaren bestehen. Hätte man diese Hypothese damals angenommen, so wäre das Problem, aus wievielen Atomen die Molekeln der einzelnen Verbindungen bestehen, schnell gelöst worden. Aber die Gedanken Avogadros eilten der Zeit voraus und wurden zunächst kaum beachtet. Für unser Thema ist von Interesse, daß die Hypothese von Avogadro zwar von einem Physiker

ausgesprochen war, sich aber doch völlig in dem Rahmen der Gedanken bewegte, die die Chemiker entwickelt hatten; insofern kann man hier wohl nicht von einem typisch physikalischen Beitrag sprechen.

Einen großen Nutzen ergab aber eine andere physikalische Regel, die von Dulong und Petit über den Zusammenhang der von den Metallen bei Temperaturerhöhung aufgenommenen Wärmemenge und dem Atomgewicht aufgestellt wurde. Hier lag tatsächlich die Ausnutzung einer physikalischen Meßgröße vor — freilich fehlte zunächst eine theoretische Begründung und deshalb wurde das Dulong-Petit'sche Gesetz von vielen Chemikern mit großer Zurückhaltung beurteilt. Erst 1860 waren die Verhältnisse so weit geklärt, daß die Grundlage der Atomgewichte gesichert war.

Mit der Einführung des Atombegriffs in die Chemie und der Abteilung der Atomgewichte haben die Chemiker nicht nur ihre eigene Wissenschaft gefördert, sondern der gesamten Naturwissenschaft einen hervorragenden Dienst erwiesen. Der Atombegriff führte in den Händen der Physiker zu bedeutsamen Entwicklungen: von Loschmidt wurde die absolute Größe der Atome bestimmt (sie sind unvorstellbar klein: 1 ccm Luft enthält rund 60 Trillionen Atome!). In der kinetischen Gastheorie lernte man das Verhalten der Gase auf Grund der Bewegungen der Molekeln verstehen. Inzwischen war von Robert Mayer und Helmholtz der dem Satz von der Erhaltung der Masse entsprechende Satz von der Erhaltung der Energie aufgestellt worden, der auch für die Chemie von grundlegender Bedeutung ist. Im Laufe von wenigen Jahrzehnten war eine Wärmelehre, die Thermodynamik, entwickelt worden, und man

kam so zu einer Erklärung der von den Chemikern festgestellten Tatsache, daß die chemischen Reaktionen im allgemeinen nicht zu Ende verlaufen, sondern zu Gleichgewichten führen, bei denen neben den Endprodukten der Reaktion auch unveränderte Ausgangsstoffe vorhanden sind. Alles dies konnte auf den Atom- und Molekelbegriff zurückgeführt werden; denn die von Gibbs und Boltzmann begründete statistische Mechanik zeigte, daß das Zusammenwirken einer sehr großen Zahl von Atomen bzw. Molekeln gerade solche Gesetzmäßigkeiten hervorbringt, wie man sie von der Wärmelehre her kennt. Hiervon zog wieder die Chemie Nutzen, wenn auch die statistische Betrachtungsweise — weil mathematisch etwas anspruchsvoll! — nur langsam in der Chemie Eingang fand. Ein Abbild der Molekelbewegung — allerdings an Teilchen, die viel größer als die normalen Molekeln und daher im Mikroskop erkennbar sind — bietet die von dem Botaniker Brown entdeckte und nach ihm benannte Bewegung, deren abschließende Theorie am Anfang dieses Jahrhunderts von Einstein und Smoluchowski gegeben wurde. Sie führte zu einer überzeugenden Bestätigung des Atombegriffs, was nicht überflüssig war, denn es waren damals von ernsthafter Seite Zweifel geäußert worden, ob die Atomvorstellung wirklich begründet sei. Von besonderer Bedeutung war, daß sich durch Untersuchungen der verschiedensten Art, an denen unser Münsteraner Kollege Hittorf wesentlich beteiligt war, auch für die *Elektrizität* eine atomare Struktur ergab; das Elektron, der Träger der negativen Ladung, besitzt eine äußerst geringe Masse, die nur rund  $1/2000$  von dem des leichtesten Atoms, des Wasserstoffs, beträgt.

Das dritte Grundproblem der Chemie betrifft die Frage: *Was geht eigentlich vor sich, wenn sich gleiche Atome zu Molekeln bzw. Kristallen (z. B. Metallen) oder verschiedene Atome zu chemischen Verbindungen vereinigen?* Wie sind diese Stoffe aufgebaut, welche Kräfte halten die Atome zusammen, wie sind die Eigenschaften der so entstandenen Gebilde? Ein erstes Bild verdankt man Davy, der auf Grund der schon besprochenen Erfahrungen bei der Einwirkung von strömender Elektrizität auf chemische Verbindungen zu dem Schluß kam, daß es sich um elektrostatische Kräfte handelt, die zwischen den Atomen einer Verbindung wirksam sind. Berzelius hat dies am Anfang des vorigen Jahrhunderts zu einer umfassenden Theorie ausgebaut, die freilich heute schwer verständlich ist, weil in ihr eine klare Unterscheidung zwischen den grundlegenden Begriffen der Elektrostatik — Ladung und Spannung — nicht durchgeführt ist. Diese Theorie hat die Chemiker der damaligen Zeit ungewöhnlich stark beeinflußt, begreiflicherweise, war doch hier das chemische Verhalten auf eine bekannte physikalische Erscheinung, die Elektrostatik, zurückgeführt! Diese Theorie war auf Grund der Erfahrungen an Salzen, d. h. Verbindungen aus Metallen und Nichtmetallen, entwickelt und hatte sich dort als allgemein anwendbar erwiesen. Sie versagte, als sich die Kenntnisse auf dem Gebiet der organischen Chemie vermehrten, bei der es sich um Verbindungen aus Nichtmetallen handelt, insbesondere um solche des Kohlenstoffs. Nach langen tastenden Versuchen entwickelten sich ganz anders geartete Theorien, deren abschließende Form 1858 Kekulé gab. Danach besitzen die Atome eine bestimmte Zahl von Haftstellen (Wertigkeiten), z. B.

1 bei Wasserstoff und Chlor, 4 bei Kohlenstoff; durch gegenseitige Absättigung dieser Haftstellen entstehen die Molekeln der Elemente, z. B. durch Vereinigung von zwei Wasserstoffatomen die Wasserstoffmolekel, oder die chemischen Verbindungen, z. B. aus einem Kohlenstoff- und vier Wasserstoffatomen der einfachste Kohlenwasserstoff, das Methan. Von dieser Theorie glaubte man, daß sie *alle* chemischen Verbindungen umfasse, auf ihrer Grundlage wurde die Chemie bis zum Beginn dieses Jahrhunderts gelehrt. Die elektrostatische Theorie wurde als „Irrtum von Berzelius“ angesehen. Die Frage, was diese Haftstellen nun eigentlich sind, ließ man bewußt offen.

In der Tat bewährte sich die Kekulé'sche Theorie hervorragend auf dem Gebiet der organischen Chemie, die in der zweiten Hälfte des vorigen Jahrhunderts auf der Grundlage dieser Theorie eine stürmische Entwicklung erlebte, besonders nachdem van 't Hoff und le Bel 1874 gezeigt hatten, daß die vom Kohlenstoff ausgehenden Bindungsrichtungen nach den Ecken eines Tetraeders gerichtet sind. Damit konnte man also nicht nur etwas über die gegenseitige Verknüpfung der Atome aussagen, man konnte auch gewisse bedeutsame Züge der geometrischen Form angeben. Eine Erweiterung dieser Theorie der geometrischen Gestalt auf sogenannte Komplexverbindungen, bei denen ein Zentralatom bis zu acht andere Atome bindet, führte dann A. Werner ab 1893 durch; bei der Zahl 6 bildet sich immer ein Oktaeder, bei 4 Liganden kann neben der tetraedrischen Anordnung auch eine ebene Gestalt vorliegen.

Damit war das geklärt, was die Chemie mit ihren Methoden allein aufklären konnte. Vor allem fehlte dabei

ein Weg, um etwas über den Aufbau der *festen Stoffe* auszusagen. Das war für die Mehrzahl der Stoffe der organischen Chemie ohne wesentliche Bedeutung, denn hier bleiben die Molekeln bei der Kristallisation zumeist unverändert; die Kristallisation ist hier oft nur ein Weg für die Reinigung bzw. Aufbewahrung der Substanzen. Die Reaktionen selbst werden meist in Lösungen oder zum mindesten in der Schmelze durchgeführt, nur selten zwischen festen Stoffen. Anders ist es in der anorganischen Chemie. Ein großer Teil der anorganischen Verbindungen existiert überhaupt nur im festen Zustand. Über den Aufbau fester Stoffe kann man aber mit chemischen Methoden nichts aussagen; die Angabe der Zusammensetzung, die man durch die Analyse ermitteln kann, reicht hierzu nicht aus. Die kristallographischen Eigenschaften geben zwar Hinweise darüber, ob der Aufbau ähnlich oder verschieden ist — was man bei der Festlegung der Atomgewichte ausgenutzt hat —, aber über die geometrische Anordnung der Atome können sie nicht viel aussagen. Die Wellenlänge des gewöhnlichen Lichts ist gegenüber den Atomabständen zu groß, als daß man damit die Atomanordnung erfassen könnte. Einen entscheidenden Fortschritt brachte hier 1912 die Entdeckung von v. Laue, Friedrich und Knipping, daß die viel kurzwelligeren Strahlen, die 1895 von Röntgen entdeckt worden waren, mit Kristallen Beugungserscheinungen geben. Auf Grund dieser physikalischen Entdeckung läßt sich die Struktur der festen Stoffe aufklären. Solche Untersuchungen spielen heute eine große Rolle; es sind schon Tausende von Strukturen, auch sehr komplizierter Art, bestimmt und die allgemeinen Prinzipien des Aufbaus fester Stoffe in den

wesentlichen Zügen aufgeklärt worden. Wir wissen heute über den Aufbau fester Stoffe besser Bescheid als über den mancher Gasmolekeln, von dem Aufbau von Flüssigkeiten ganz zu schweigen!

Freilich ist mit der Feststellung der Lage der Atommittelpunkte nur ein erster Schritt getan; man kennt gewissermaßen nur das Skelett, nicht aber das Fleisch. Man wußte ja immer noch nicht, wie eigentlich die chemische Bindung zustande kommt. Hierfür mußte man erst etwas Genaueres über den *Aufbau der Atome* wissen. Die zunächst benutzte Vorstellung, daß es sich dabei um kugelförmige Gebilde handele, die gleichmäßig von Masse erfüllt sind, war sicher zu roh. Man wußte bereits durch die 1887 von Arrhenius aufgestellte „Ionen-theorie“, für deren Entwicklung wiederum Arbeiten unseres Kollegen Hittorf von großer Bedeutung waren, daß die Atome in Lösung auch elektrisch positiv oder negativ geladen auftreten können, wobei sich enge Zusammenhänge zwischen den Ladungen und der schon früher besprochenen Wertigkeit ergaben. Dieses mußte irgendwie mit dem Bau der Atome zusammenhängen; aber wie das im einzelnen war, blieb zunächst unklar.

Als das Geburtsjahr einer Atomphysik kann man das Jahr 1896 bezeichnen, in dem der Franzose Becquerel die Radioaktivität entdeckte, d. h. den freiwilligen Zerfall von Atomen, wobei das zerfallende Element in ein anderes übergeht. Hier lag zunächst eine chemische Aufgabe vor: Frau Curie, Rutherford, O. Hahn und unser Münsteraner Kollege G. C. Schmidt trennten die Zerfallsprodukte des Urans und des Thoriums chemisch und trugen so zu einer Aufklärung der Zerfallsvorgänge wesentlich bei. Mit den bei diesem Zerfall auftretenden

Strahlen standen der Forschung neue Energiequellen zur Verfügung, deren Stärke die bisherigen weit übertraf. Auf Grund der Erfahrungen mit den radioaktiven Strahlen und der Quantentheorie von Planck konnte dann von Rutherford und Bohr ein *Atommodell* erdacht werden, das zunächst 1913 von Bohr für das Wasserstoffatom quantitativ berechnet wurde. Demnach besteht das Wasserstoffatom aus einem positiv geladenen Kern, der praktisch die ganze Masse enthält, und einem negativ geladenen Elektron von verschwindend kleiner Masse, das den Kern wie ein Planet umkreist. Eine Reihe von Eigenschaften (z. B. Spektren, Ablösearbeit des Elektrons, magnetische Eigenschaften) konnten so berechnet werden.

Bei der Übertragung dieses Modells vom Wasserstoff auf andere Atome, bei denen der Kern mehrere Ladungen und die Hülle eine entsprechende Zahl von Elektronen enthält, waren von größtem Wert die ausgedehnten Erfahrungen, die die Chemiker erarbeitet und schon 1868 im sogenannten Perioden-System der Elemente niedergelegt hatten. Zusammen mit dem reichen Material der optischen Spektren gestatteten diese chemischen Erfahrungen, die Grundzüge des Baues aller Elemente in wenigen Jahren aufzuklären. Freilich führte die quantitative Durchführung, so z. B. die genaue Durchrechnung eines Atoms mit mehreren Elektronen, zu zunächst unüberwindlichen Schwierigkeiten, die im wesentlichen darauf zurückzuführen sind, daß dem Bohr'schen Modell gewisse innere Widersprüche anhaften. Es führte dies dazu, daß die bisher geltenden Prinzipien der Physik in der sogenannten „Quantenmechanik“ erweitert werden mußten, was nicht ohne heftige Kämpfe

abging, die sich z. T. sogar auf der politischen Ebene abspielten. Das im einzelnen zu besprechen, würde aber hier zu weit führen.

Wesentlich ist vielmehr für uns, daß jetzt auch die *chemische Bindung* physikalisch erklärt werden konnte. Es hat sich dabei ergeben, daß man — wie man schon am Ende des 19. Jahrhunderts erkannt hatte — nicht mit einer Bindungsart auskommt. Bei den aus Metallen und Nichtmetallen gebildeten, meist salzartigen Verbindungen bilden sich durch Übertritt von Elektronen Teilchen mit positiver bzw. negativer Ladung — wie man sie nach der schon erwähnten Ionentheorie in Lösungen schon kannte — und diese entgegengesetzt geladenen Teilchen ziehen sich nach den klassischen Gesetzen der Elektrostatik an („Ionenbindung“). Für die Molekeln, die aus gleichen oder nahe verwandten Atomen aufgebaut sind, kann die klassische Theorie keine Modellvorstellung liefern, es ergab sich aber auf Grund der Quantenmechanik eine von Heitler und London zuerst dargelegte Möglichkeit, auch für diese Fälle die Wechselwirkung zu verstehen, die bei gewissen, nicht zu kleinen Abständen immer zu einer Anziehung, bei weiterer Annäherung der Atome entweder zu einer Abstoßung oder aber zu einer Bindung führt. Diese „kovalente“ oder „Atombindung“ beherrscht das Gebiet der Verbindungen aus Nichtmetallen, so z. B. die organische Chemie. Handelt es sich um Atome, die ihre äußersten Elektronen nicht sehr festhalten, so entstehen Metalle, d. h. gittermäßig angeordnete positiv geladene Atomreste, zwischen denen die äußersten Elektronen leicht verschiebbar eingelagert sind („Metallische Bindung“).

Zwischen diesen Bindungsarten gibt es die verschiedenartigsten Typen von Übergängen.

Damit war die chemische Bindung erklärt; es handelt sich also nicht um etwas Geheimnisvolles, sondern um ein Spezialgebiet der Elektrizitätslehre; Chemie und Physik waren letzten Endes zu etwas Einheitlichem verschmolzen. Im Prinzip erlaubt die Theorie, die Eigenschaften aller Verbindungen zu berechnen — mit erträglichem Aufwand ist dies für einige Eigenschaften der Ionenverbindungen der Fall, für Stoffe mit Atombindungen sind solche Rechnungen nur in wenigen ganz einfachen Fällen durchgeführt worden. Das wesentliche ist aber, daß der Chemiker jetzt in die Lage versetzt war, seine Begriffssysteme — die stark vereinfacht sein müssen, um handlich zu bleiben! — in enger Anlehnung an die Atomphysik aufzubauen, und daß er seinen Experimenten Fragestellungen zugrunde legen kann, die von solchen Modellvorstellungen ausgehen.

Dementsprechend sind *physikalische Meßmethoden* in einem früher nicht geahnten Maße in die Chemie eingedrungen. Dabei ist zu betonen, daß der Chemiker nicht nur die Meßmethoden, sondern auch die theoretischen Grundlagen dieser Methoden und ihre Auswertung beherrschen muß; denn vielfach muß er Meßmethoden und Theorie erst für seine Zwecke umformen. Als Beispiel für die Anwendung physikalischer Methoden im Laboratorium wurde die Benutzung der Röntgenstrahlen zur Bestimmung des Aufbaus fester Stoffe schon erwähnt. Die Kristallstrukturbestimmung mit Röntgenstrahlen ist heute eine der Standardmethoden in chemischen Instituten. Ferner sind magnetische Untersuchungen von großer Bedeutung für die Chemie ge-

worden. Die Atomtheorie gibt genaue Werte für die sogenannten magnetischen Momente der Atome in den verschiedenen Ladungszuständen, die man bei Ionenverbindungen auch tatsächlich findet; Atombindungen, Gitterfelder u. a. ändern die Momente. Man kann so aus magnetischen Messungen, wie wir das in unserem Institut in umfangreichem Maße tun, auf den Zustand der Atome in einem Stoff zurückschließen. Aus Messungen der sogenannten Dielektrizitätskonstanten kann man das elektrische Moment ermitteln und so auf die elektrische Ladungsverteilung schließen. Von größter Bedeutung sind optische Messungen geworden; man kann so die Form der Molekeln, die Atomabstände, die Anziehungskräfte u. a. m. bestimmen. Viel verwendet werden in neuerer Zeit Messungen im Infrarot. Als ein neues wichtiges Forschungsmittel haben sich Untersuchungen der sogenannten magnetischen Kernresonanz erwiesen; leider sind Apparate dieser Art in Deutschland kaum vorhanden, während in Amerika fast in jedem Institut ein solches Gerät steht.

Mit Methoden der genannten Art kann man heute schon viele Eigenschaften der Stoffe bestimmen. Freilich, die sinnlichen Wahrnehmungen, etwa Geruch, Geschmack und Farbe, kann man aus den so gewonnenen Erkenntnissen nur zum kleinen Teil ableiten; denn hierbei handelt es sich in Wirklichkeit um außerordentlich verwickelte Zusammenhänge. Am weitesten ist man noch mit der Farbe gekommen. Für organische Farbstoffe sind schon seit längerer Zeit eine Reihe von halb-empirischen Regeln bekannt, für die in neuester Zeit sich eine exakte physikalische Deutung anbahnt. Auch für anorganische

farbige Stoffe entwickelt sich eine Theorie der Farbe, die freilich ebenfalls recht kompliziert ist.

Wir sprachen von der Bohr-Rutherford'schen Theorie des Atoms: Atomkern und Elektronenhülle. Die Chemie betrifft Vorgänge in der Elektronenhülle. Was man heute als Atomenergie oder in ähnlicher Weise bezeichnet, betrifft die *Atomkerne*. Diese sind wiederum zusammengesetzt, und zwar aus positiv geladenen Elementarteilchen (Protonen) und ungeladenen Neutronen der gleichen Masse. Protonen und Neutronen sind in den Atomkernen durch viel stärkere Kräfte gebunden, als sie zwischen dem Kern und der Elektronenhülle wirksam sind. Die dabei auftretenden Energien sind etwa 1 Million mal so groß, wie die bei chemischen Reaktionen zu beobachtenden. Das Studium der Atomkerne ist ebenfalls durch die Entdeckung der natürlichen Radioaktivität durch Becquerel eröffnet worden. Jetzt kennt man künstliche Radioaktivität, man hat Atome aufbauen können, die in der Natur nicht vorkommen, vor allem hat man gelernt, die Energien zu gewinnen, die bei dem erzwungenen Zerfall von Kernen oder auch bei ihrem Aufbau (z. B. Helium aus Wasserstoff) frei werden. Eine der ernsthaftesten Fragen der Menschheit: Woher soll man die erforderliche Energie nehmen, wenn Kohle, Erdöl usw. verbraucht sind? ist damit — wenigstens für eine gewisse Zeit! — gelöst und damit die Existenz der Menschen in der heutigen oder in noch vermehrter Zahl von der Seite der Energieversorgung gesichert. Freilich wurde die Atomenergie bisher z. T. in einer Weise verwendet, die der Wissenschaftler nur verabscheuen kann. Aber einmal werden wohl die Menschen so reif werden, daß sie ein solches Geschenk der

Wissenschaft nicht nur dazu verwenden werden, sich gegenseitig zu vernichten.

In dieser Kernforschung haben von Anfang an Physiker und Chemiker engst zusammengearbeitet. Ich darf erwähnen, daß es sich bei der berühmten Arbeit von Hahn und Strassmann, die die Grundlage für den Uranreaktor bildet, methodisch um ein rein chemisches Problem gehandelt hat: Ist der Stoff, der durch die Einwirkung von Neutronen auf Uran entsteht, Radium oder Barium? Freilich lag und liegt das Schwergewicht der Kernforschung z. Z. noch in der Physik, und die Chemiker — ebenso wie die Biologen und die Mediziner — sind die Nutznießer der Ergebnisse.

Diese enge Verbindung zwischen Physik und Chemie, die sich, wie ich darzulegen versuchte, in der modernen Forschung immer mehr durchsetzt, hat nach manchen Seiten hin sehr ernste Konsequenzen: die eine betrifft den Herrn Finanzminister. Die Apparate, die man braucht, sind sehr teuer. Ein Infrarotgerät kostet DM 70 000.—, ein Elektronenmikroskop DM 100 000.—, ein Kernresonanzapparat DM 150 000.—. Mit den Mitteln, die man bisher als angemessen für die Hochschulinstitute ansah, ist da nichts mehr zu machen.

Die andere Frage betrifft die Zusammenarbeit zwischen verschiedenen Disziplinen, etwa Physik und Chemie, etwas, was man mit dem Schlagwort „teamwork“ zu bezeichnen pflegt. Das ist eine Frage, die auch an einer Universität trotz aller kollegialen Hilfsbereitschaft gar nicht so leicht zu lösen ist. Sicher ist, daß die Entwicklung in den Naturwissenschaften dazu zwingt, viel stärker miteinander Kontakt zu halten, als das früher erforderlich war, und hierzu wird man Wege finden müs-

sen. Hoffentlich gibt das aber auch Veranlassung, nicht nur innerhalb, sondern auch zwischen den Fakultäten einander in der wissenschaftlichen Arbeit wieder näherzukommen, damit wir es vermeiden, daß die Universitäten nun wirklich ein Nebeneinander von Fachschulen werden. Einen m. E. sehr hoffnungsvollen Auftakt für die weitere Entwicklung stellt die Berufung des Physikers von Weizsäcker auf einen philosophischen Lehrstuhl dar.

Möge sich die Zusammenarbeit zwischen den verschiedenen Disziplinen in wissenschaftlicher und menschlicher Beziehung auch an unserer Universität stetig festigen und erweitern!



B 9424, t