

Diese elektronische Lieferung darf gemäß Urheberrecht nur zum eigenen wissenschaftlichen Gebrauch oder für eine Lehrveranstaltung mit einem abgegrenzten Kreis von Unterrichtsteilnehmern verwendet werden. Nicht gestattet ist die Nutzung für eine öffentliche Wiedergabe oder für gewerbliche Zwecke. Ebenfalls untersagt ist die Aufnahme in ein elektronisches Archiv.

Heidelberger Jahrbuecher;

Jahrgang/Heft: 11

Jahr: 1967

DER WEITE WEG ZUM VERSTÄNDNIS DER CHEMISCHEN BINDUNG

Von Margot Becke

„Man soll die Welt nicht belachen,
man soll sie nicht beweinen,
sondern man soll sie begreifen.“

Als Benedictus de Spinoza dies schrieb, waren die Mächtigen seiner Zeit von naturwissenschaftlichen Experimenten gefesselt und bewegt. Bei diesen Experimenten ging es freilich nicht um das Begreifen der Welt. Die Verwandlungen der Materie wurden mit Leidenschaft und Phantasie untersucht mit dem verlockenden Ziel der Gewinnung des „reinen Schwefels“, des „reinen Mercurius“, des „reinen Sal“, d. h. des Salzes der Weisen – und der Vereinigung von diesen, des roten Goldes. Dieses Experimentieren, das Theophrast Bombast von Hohenheim, gen. Paracelsus, als erster „Chemie“ genannt hatte, fand den Beifall und die Unterstützung der Mächtigen, die sich von dem naturwissenschaftlichen Experiment damals wie heute Vermehrung ihrer Macht, ihres Ansehens, ihres Reichtums versprachen. Spinoza selbst hat 1667 mit Erstaunen das Ergebnis eines solchen Experiments zur Goldgewinnung gesehen, das dem Doktor Helvetius in Den Haag einmal gelungen war, ohne daß es freilich jemals wiederholt werden konnte ¹⁾).

Aber neben den spektakulären Versuchen zur Goldgewinnung, die durch Streben nach Macht und Gewinn und durch dogmatisches Denken gleicherweise ausgezeichnet waren, wurden gerade in jener Zeit im stillen Versuche durchgeführt, die den ersten Ansatz dazu boten, die Materie und ihre Verwandlungen zu begreifen. Schon 1533 hatte Georg Bauer (genannt Agricola) in seinem Buch „De re metallica“ darauf hingewiesen, daß den Spekulationen der Goldmacher nicht zu trauen sei. Der Hamburger Arzt und Gymnasialdirektor Joachim Jungius und der englische Grafensohn und Privatgelehrte Robert Boyle erkannten, daß Schwefel, Mercurius und Sal nicht die Bestandteile des Goldes sind ²⁾). Boyle veröffentlichte 1661 seinen „Sceptical Chymist“ ³⁾) und definierte darin die chemischen Elemente als einfache Körper (simple

* Rektoratsrede, gehalten am 22. November 1966 bei der 580. Jahresfeier der Universität Heidelberg.

¹⁾ Vgl. KURT K. DOBERER: Goldsucher—Goldmacher. Welt zwischen Tat und Traum. München 1960.

²⁾ Vgl. P. WALDEN: Drei Jahrtausende Chemie. Berlin 1944.

³⁾ R. BOYLE: Works, hrsg. von BIRCH, London, 1714, Bd. I.

bodies), die nicht aus anderen gemacht werden können, und die die Bestandteile der zusammengesetzten Körper (mixed bodies) sind; in die einfachen Körper lassen sich die zusammengesetzten Stoffe wieder zerlegen.

Mit dem Begriff des chemischen Elementes hat Boyle freilich selbst noch recht wenig anzufangen gewußt. Viele Experimente waren nötig, bis Lavoisier ⁴⁾ 1789 eine erste Liste der chemischen Elemente vorlegen konnte – es waren 28. Seine Methode der quantitativen Analyse, die in ihren Anfängen schon auf Nicolaus Cusanus zurückgeht ⁵⁾, hat gezeigt, daß man, wie im Jahr 1900 Ostwald ⁶⁾ schreibt, „durch fortgesetzte Zerlegung der Stoffe schließlich zu Stoffen gelangt, welche auf keine Weise in einfachere zerlegt werden können“.

In der Folgezeit – nach Lavoisier – wurden nun sehr viele weitere chemische Elemente entdeckt; die erste Blüteperiode der anorganischen Chemie begann. Diese Periode ist vor allem verbunden mit den Namen von Wollaston, der Rhodium und Palladium entdeckte, Tennant, der Osmium und Iridium fand, Davy, der die Elemente Kalium, Natrium, sowie Calcium, Strontium, Barium und Magnesium gewann, sowie vor allem mit dem Namen von Jöns Jakob Berzelius, der 1817 das Selen, 1824 das Zirkon und 1829 das Thorium entdeckte, von Claus, der 1845 das Ruthenium beschrieb, und von Robert Bunsen, der 1860 die ersten Elemente auf spektroskopischem Wege entdeckte, das Cäsium und das Rubidium.

Die Entdeckung der Elemente wurde begleitet von einem wachsenden Verständnis für ihr Verhalten. John Dalton erkannte schon um 1800, daß sich die Elemente nur in ganz bestimmten Gewichtsverhältnissen miteinander verbinden. Verbinden sich zwei Elemente in mehreren Gewichtsverhältnissen miteinander, so stehen diese im Verhältnis einfacher ganzer Zahlen zueinander. Dieses sind die Gesetze von den konstanten und multiplen Proportionen, die in der Folgezeit lange die Chemie beherrscht haben, bis man erkennen mußte, daß der Gültigkeitsbereich dieser Gesetze – wie vieler Gesetze in der Chemie – doch sehr beschränkt ist. Aber diese Gesetze, die vor allem Berzelius durch mehr als 2000 Analysen bestätigte, haben dann zusammen mit den Erkenntnissen über die Verhältnisse der Volumina von Reaktanden und Reaktionsprodukt bei Gasreaktionen zu der uns heute geläufigen Vorstellung geführt, daß es kleinste Teilchen der Elemente gibt, die noch alle Qualitäten der Elemente tragen, die Atome. Es folgte die Erkenntnis: Es können sich sowohl artgleiche wie auch artfremde Atome zu größeren Gebilden, den Molekülen, vereinigen.

Nun drängte sich die Frage auf: Was bewirkt es, daß die Atome aneinander gebunden werden können, daß die Moleküle im Stoff aneinander haften? Was bewirkt es, daß die Materie im Innersten zusammenhält? Ehe die Beantwortung dieser Frage sinnvoll in Angriff genommen werden konnte, mußte aber die Vielzahl der Elemente und ihre Reaktionen zunächst besser überschaubar gemacht werden.

Die chemischen Elemente haben Eigenschaften, die auf den ersten Blick von Element zu Element stark variieren. Betrachtet man diese Eigenschaften aber näher, so entdeckt man eine erstaunliche Verwandtschaft mancher Elemente untereinander, eine Ähnlichkeit in Reaktionsvermögen und physikalischem Verhalten. Dies veranlaßte

⁴⁾ M. LAVOISIER: *Traité élémentaire de Chimie*, II. Ed., Paris 1789, Bd. I, S. 192.

⁵⁾ Vgl. A. LÜTTRINGHAUS, *Freiburger Dies Universitatis*, Bd. 5 (1956/57), S. 143 ff.

⁶⁾ W. OSTWALD: *Grundlinien der Anorganischen Chemie*, 1900.

viele Forscher, darüber nachzudenken, ob man die Elemente auf Grund dieser Ähnlichkeiten sinnvoll ordnen könne⁷⁾).

Als erster hat wohl Johann Wolfgang Döbereiner eine gewisse Ordnung festgestellt. Er fand unter den Elementen Triaden, wie z. B. Chlor – Brom – Jod, Schwefel – Selen – Tellur, Lithium – Natrium – Kalium. Döbereiner erkannte schon eine merkwürdige Beziehung zwischen den Atomgewichten dieser Stoffe, d. h. zwischen den Zahlen, die angaben, wievielmals schwerer das betreffende Atom ist als das damals als Bezugssystem angenommene Wasserstoffatom. Das Mittelglied der Triade zeigte jeweils ein Atomgewicht, das dem des arithmetischen Mittels der Atomgewichte der beiden anderen Glieder sehr ähnlich war.

1862 fand der Geologe Chancourtois ebenfalls eine Abhängigkeit der Elementeneigenschaften von dem Gang der Atomgewichte. Eine erste Ordnung bahnte sich an.

1864 publizierte Newlands sein „Gesetz der Oktaven“, d. h. er ordnete die Elemente nach dem Atomgewicht, und er fand chemische Ähnlichkeit bei jedem achten Element. Olding veröffentlichte fast gleichzeitig ein System, das eine erste sinnvolle Ordnung vieler Elemente erkennen ließ.

1869 veröffentlichten kurz hintereinander D. M. Mendeléjeff⁸⁾ und Lothar Meyer⁹⁾ die ersten vollständigen Systeme, die die chemischen Elemente periodisch ordneten. Lothar Meyer forderte, daß die Eigenschaften der chemischen Elemente periodische Funktionen der Atomgewichte seien. Mendeléjeff ging in seinem Verständnis für die periodische Ordnung vielleicht noch weiter als Meyer. Er reihte die Elemente gemäß ihrem Atomgewicht nacheinander auf und setzte jeweils diejenigen Elemente untereinander, die chemische Ähnlichkeit zeigten. So erhielt er Reihen, die so zueinander angeordnet wurden, daß sich bestimmte Gruppen von verwandten Elementen ergaben. Es zeigte sich, daß sich alle Elemente systematisch in dieser Weise ordnen ließen. Sehr kühn sagte Mendeléjeff bereits voraus, daß es noch unbekannte Elemente geben mußte. Er zeigte, wo diese im Periodensystem stehen mußten, und aus dieser Stellung im System konnte er Eigenschaften dieser noch unbekannten Elemente, die er Eka-Bor,

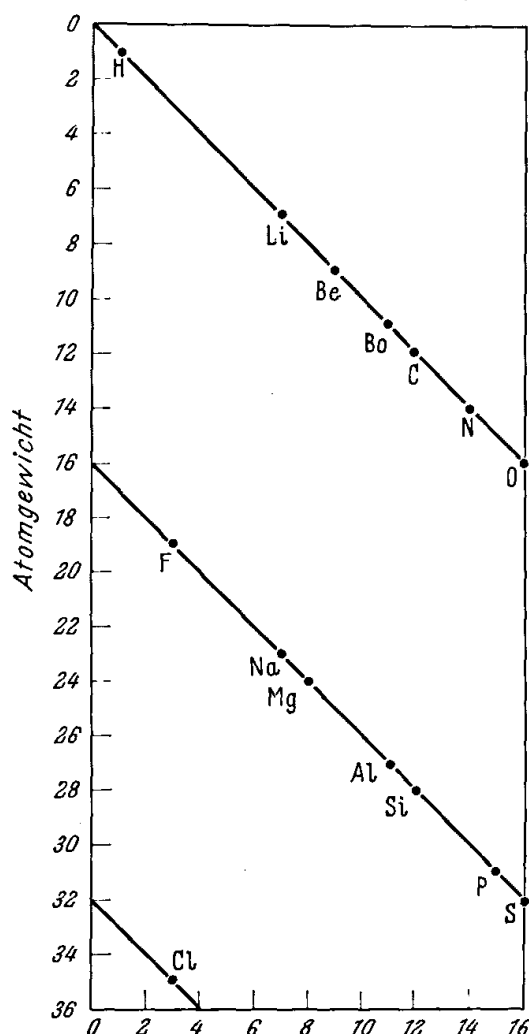


Abb. 1. Die Anordnung von Chancourtois

⁷⁾ Vgl. E. RABINOWITSCH und E. THILO: Periodisches System, Geschichte und Theorie, Stuttgart 1930.

⁸⁾ D. M. MENDELÉJEFF, Z. f. Chemie, 1869.

⁹⁾ L. MEYER, Annalen der Chemie, vgl. auch: Grundzüge der theoretischen Chemie, Leipzig 1890.

				Mo 96	W 184
				—	Au 196,5
				Pd 106,5	Pt 197
L 7	Na 23	—	Ag 108	—	—
G 9	Mg 24	Zn 65	Cd 112	—	Hg 200
B 11	Al 27,5	—	—	—	Tl 203
C 12	Si 28	—	Sn 118	—	Pb 207
N 14	P 31	As 75	Sb 122	—	Bi 210
O 16	S 32	Se 79,5	Te 129	—	—
F 19	Cl 35,5	Br 80	I 127	—	—
	K 39	Rb 85	Cs 133		
	Ca 40	Sr 87,5	Ba 137		
	Ti 48	Zr 89,5	—		Th 231
	Cr 52,5	—	V 138		
	Mn 55	—	—		

H = 1			Ti = 50	Zr = 90	? = 180
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198
		Ni =	Co = 59	Pd = 106,6	Os = 199
			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116	Au = 197?
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?	
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	I = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207
		? = 45	Ce = 92		
		?Er = 56	La = 94		
		?Yt = 60	Di = 95		
		?In = 75,6	Th = 118?		

4

Zahl als auch den Charakter der neu hinzutretenden Elemente eine gesetzmäßige Abhängigkeit voneinander zeigen. Für diese Abhängigkeit wird die weitere Erforschung der Elemente gewiß noch einen einfacheren Ausdruck abzuleiten gestatten“¹⁴⁾.

Vergleich von Eka-silicium und Germanium

Eigenschaften	Eka-Si (1871)	Ge (1886)
Atomgewicht	72	72,32
Dichte	5,5	5,47
Spezifische Wärme	0,073	0,076
Atomvolumen in ccm	13	13,22
Farbe	dunkelgrau	grau
Dichte des Dioxids	4,7	4,703
Siedepunkt des Tetrachlorids	100°	86°
Dichte des Tetrachlorids	1,9	1,887
Sdp. des Tetraäthylderivats	100°	160°

Die Untersuchung der charakteristischen Röntgenstrahlung der Elemente, wie sie vor allem Moseley 1913 durchführte, gab eine bessere Grundlage für die Anordnung der Elemente im Periodensystem. Es zeigte sich, daß die Grundlage für die Ordnung die Kernladungszahl ist. Das Atom wurde als ein System verstanden, in dem sich leichte, negativ geladene Elektronen um einen schweren, positiv geladenen Kern nach bestimmten Gesetzen bewegen. Kernladungszahl und Zahl der Elektronen müssen natürlich gleich sein. Man konnte nun erfolgreich die Elemente nach der Zahl der Elektronen ordnen. Da sich die Elektronen auf verschiedenen „Schalen“, auf verschiedenen Energieniveaus, befinden und die chemische Verwandtschaft durch die gleichartige Besetzung der „äußeren Elektronenschale“ bestimmt wird, geben die Reihen des Periodensystems den Schalenbau der Atome wieder. Wir ordnen heute so, daß das Ende einer Reihe den Abschluß einer Elektronenschale, die dann vollständig gefüllt ist, bezeichnet^{14a)}.

Die äußere Elektronenschale, so lehrt uns das Periodensystem, ist für das chemische Verhalten der Elemente maßgeblich. Demnach wird es klar, daß letzten Endes jede Wechselwirkung von Atomen in Molekülen elektrischen Ursprungs ist¹⁵⁾.

Diese Erkenntnis war nun freilich schon alt. Schon Berzelius hatte in der ersten Hälfte des vorigen Jahrhunderts die Ansicht entwickelt, daß die Atome der Elemente elektrisch polar seien – die Metallatome positiv geladen, die Nichtmetallatome negativ geladen. Diese elektrischen Ladungen und die dadurch bedingten Coulombschen Kräfte sollten die Bindungen der Atome aneinander verursachen. Diese chemische Bindung, die eine Folge der elektrostatischen Wechselwirkung war, war prinzipiell als ungerichtet anzusehen; die Energie mußte vom Abstand der gebundenen Partner, d. h. von der Größe der Bindungspartner abhängig sein.

Die Theorie von Berzelius wurde 1857 von Kekulé und Frankland verlassen. Kekulé ging mehr von morphologischen Gesichtspunkten aus. Er forderte gerichtete Bindekräfte – Valenzkräfte – zwischen den Atomen. Kekulé forderte sogar bestimmte

¹⁴⁾ A. a. O., S. 11.

^{14a)} Vgl. C. DAY und J. SELBIN: Theoretical Inorganic Chemistry, New York 1962, S. 84 ff.

¹⁵⁾ M. J. SIENKO und R. A. PLANE: Physikalische Anorganische Chemie, Stuttgart 1965, S. 32 ff.

„Valenzzahlen“ für die einzelnen Atome. Die Theorie von Kekulé hat in der organischen Chemie große Erfolge gehabt. Sie führte – besonders nach den Arbeiten von Van't Hoff und Le Bel, die die tetraedrische Orientierung der Valenzen des Kohlenstoffatoms postulierten – zum Aufstellen der Strukturformeln und zur Deutung der Lagerung der Atome im Raum, zur Deutung des Molekülbaus. Die Theorie erwies sich nicht als geeignet zur Deutung eines großen Teils der anorganischen Verbindungen. In der Folgezeit wurde die Betrachtungsweise verfeinert; der Dualismus in der Deutung der chemischen Bindung ist geblieben.

Die Konturen des Gesamtbildes von der chemischen Bindung wurden nun in der Folgezeit klarer herausgearbeitet, wobei man sich der Ambivalenz des Bindungsbegriffes vielfach bewußt blieb. Die Konzeption von Berzelius wurde vor allem von Walter Kossel verfeinert, der 1916 vorschlug, daß die Bindung in vielen Stoffen dadurch zustande käme, daß von dem einen zu bindenden Atom ein oder mehrere Elektronen abgelöst würden und auf das andere zu bindende Atom übergingen. So sollten sich elektrisch geladene Teilchen – Ionen – bilden, die dann durch elektrostatische Kräfte zusammengehalten würden. Diese Art der chemischen Bindung kann man dann heteropolar oder elektrovalent nennen.

Walter Kossel ¹⁶⁾ hat auch darauf hingewiesen, *wann* mit solchen Elektronenübergängen, die zur Ausbildung von Ionen führen, zu rechnen ist. Sie treten nach Kossel dann ein, wenn dadurch eine besonders stabile Anordnung der elektrischen Ladung

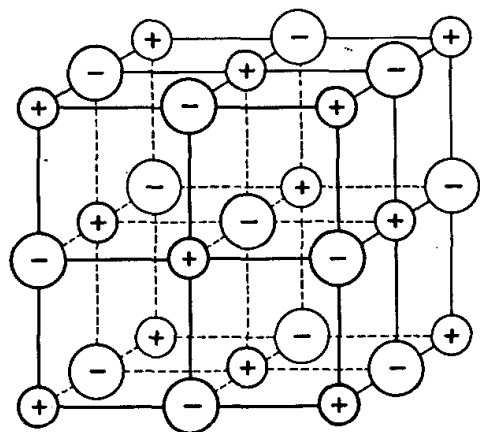


Abb. 2. Kristallgitter des Natriumchlorids

im neu gebildeten Ion möglich wird. Solche Anordnungen liegen von vornherein in den Atomen der Edelgase vor – hier haben wir mit einer kugelsymmetrischen Verteilung der Ladung zu rechnen. Ionen werden sich also besonders dann bilden, wenn die Atome durch Aufnahme oder Abgabe von Elektronen sich mit einer Elektronenhülle umgeben können, die der eines Edelgases entspricht. Neben den Edelgaskonfigurationen gibt es aber noch andere stabile Elektronenkonfigurationen ¹⁷⁾.

Ionenverbindungen bestehen meistens nicht nur aus zwei Teilchen; vielmehr bilden sich oft große Aggregate aus positiven und negativen Ionen – Kristalle mit Ionengittern. Zu dieser Stoffklasse gehören viele anorganische Salze, Halogenide, Oxide, Sulfide. Da die elektrostatischen Kräfte ungerichtet sind, sind in solchen Kristallen die positiv geladenen Ionen symmetrisch von negativ geladenen Ionen umgeben und umgekehrt.

¹⁶⁾ W. KOSSEL, Annalen d. Physik 49, 229, (1916).

¹⁷⁾ Abgeschlossene Helium-Schale: Li^+ , Be^{2+} .
 Abgeschlossene Neon-Schale: Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} .
 Abgeschlossene Argon-Schale: K^+ , Ca^{2+} , Sc^{3+} .
 Abgeschlossene Krypton-Schale: Rb^+ , Sr^{2+} , Y^{3+} .
 Abgeschlossene Xenon-Schale: Cs^+ , Ba^{2+} , La^{3+} .
 Abgeschlossene 3 d-Schale: Cu^+ , Zn^{2+} , Ga^{3+} .
 Abgeschlossene 4 d-Schale: Ag^+ , Cd^{2+} , In^{3+} .
 Abgeschlossene 5 d-Schale: Au^+ , Hg^{2+} , Tl^{3+} .
 Inert-pair-Anordnung: In^+ , Sn^{2+} , Sb^{3+} , Tl^+ , Pb^{2+} , Bi^{3+} .

Der Aufbau der Kristalle im einzelnen – der Gittertyp – richtet sich weitgehend nach der Größe der Ionen. Dies ist verständlich; denn ein großes positiv geladenes Ion wird sich ja mit mehr negativ geladenen Ionen bestimmter Größe umgeben können als ein kleineres Zentralion. Bei bestimmten Radienverhältnissen werden ganz bestimmte sogenannte Koordinationszahlen bevorzugt. Diese Koordinationszahlen bestimmen die Kristallstruktur ¹⁸⁾.

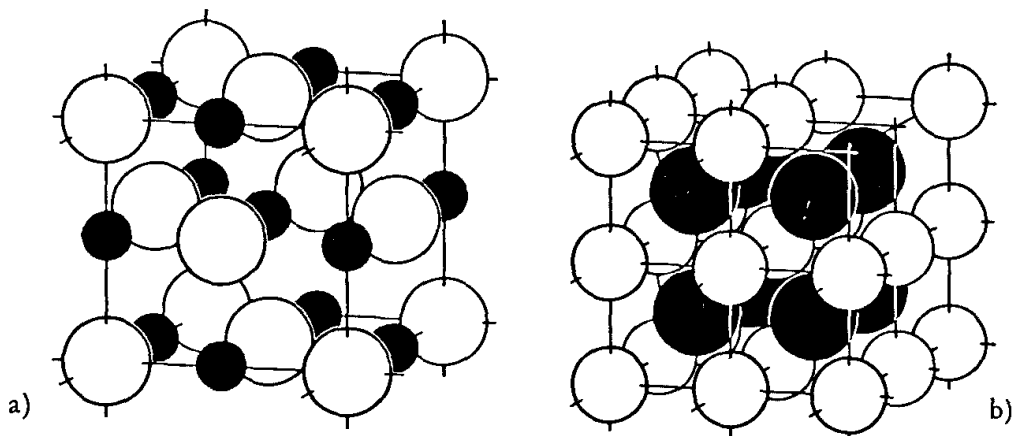


Abb. 3. a) NaCl-Struktur: 6 : 6-Koordination, b) CsCl-Struktur: 8 : 8-Koordination

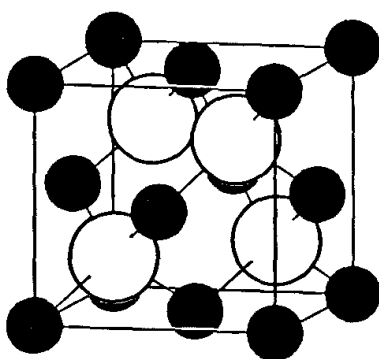


Abb. 4. ZnS Zinkblende-Struktur: 4 : 4-Koordination

Die Theorie der elektrovalenten Bindung fand ihre glänzende Bestätigung, als 1938 eine berühmte Arbeit von Grimm, Brill, Hermann und Peters ¹⁹⁾ erschien, in der durch Beugung von Röntgenstrahlen am Kristallgitter des Kochsalzes die genaue Elektronendichteverteilung in einem solchen Kristall festgestellt wurde. Ganz deutlich konnten jetzt die Ionen als Stellen hoher Elektronendichte erkannt – gesehen – werden. Zwischen den Ionen sank die Elektronendichte praktisch auf Null ab. Das Bild von posi-

¹⁸⁾ Bei der Zusammensetzung AB besteht folgender Zusammenhang zwischen Koordinationszahl und Radienverhältnis $R_A : R_B$:

Typ	Koordinationszahl	$R_A : R_B$	Beispiel
Cäsiumchlorid	8	1,000 bis 0,732	CsCl
Kochsalz	6	0,732 bis 0,414	NaCl
Zinkblende oder Wurtzit	4	0,414 bis 0,225	BeO

¹⁹⁾ H. G. GRIMM, R. BRILL, C. HERMANN u. CL. PETERS, Naturwissenschaften 26 (1938), 29 f.

erwies sich als außerordentlich geeignet zur Deutung der großen Zahl der organischen Verbindungen²¹⁾, insbesondere nachdem sich gezeigt hatte, daß nicht nur *ein* Elektronenpaar, sondern auch zwei oder drei Elektronenpaare zwei Atomen gleichzeitig angehören konnten. In der gleichen Arbeit von Grimm, Brill, Peters und Hermann¹⁹⁾, die ich vorhin als Beweis für die elektrovalente Bindung im Kochsalz herangezogen hatte, wurde die Elektronendichteverteilung im Diamanten untersucht. Es wurde gefunden, daß zwischen den Kohlenstoff-Atomen des Diamantgitters eine hohe Elektronendichte herrscht, die von den bindenden, je zwei Kohlenstoff-Atomen gemeinsamen Elektronen herrührt.

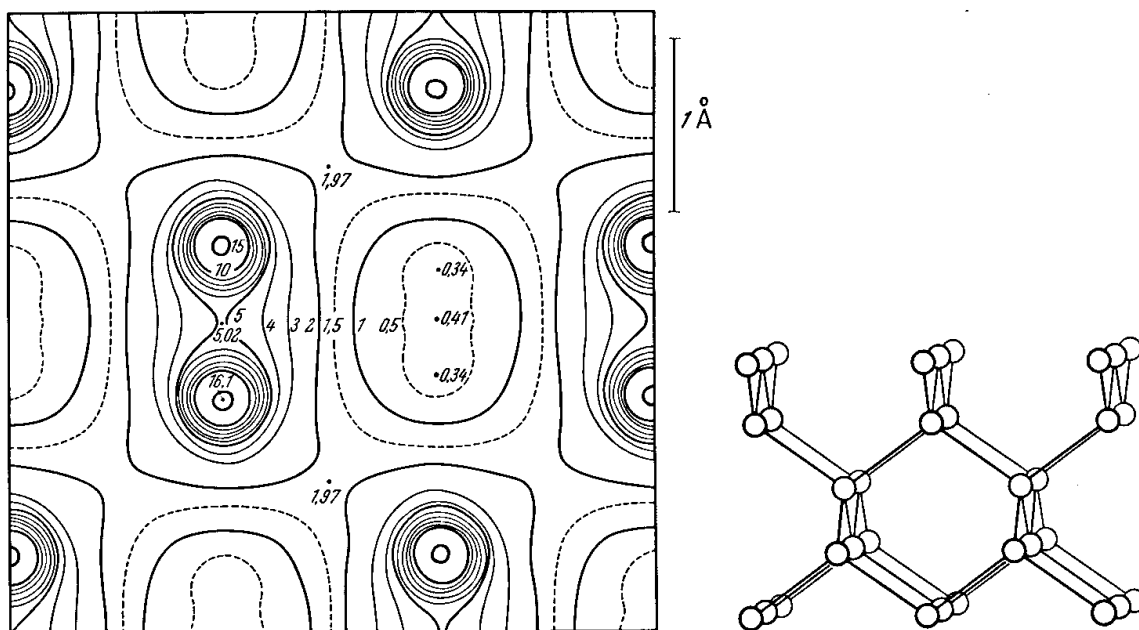


Abb. 6. Projektion der Elektronendichte im Diamantgitter. Rechts Zeichnung des Gitters. Die Sechsekanordnung der Atome und damit der projizierte Ausschnitt ist links unschwer erkennbar. Die in der Projektion schrägliegenden Atomverbindungslinien erscheinen unverkürzt¹⁹⁾

Das Bild von Lewis von der gerichteten kovalenten Bindung hatte sich als richtig erwiesen.

Zwei Theorien von der chemischen Bindung, deren Richtigkeit durch Experimente bewiesen waren, standen sich nun gegenüber.

1939 erschien in den USA ein Buch, das Gilbert Newton Lewis gewidmet war und das sich in wahrhaft genialer Weise mit dem Problem der chemischen Bindung auseinandersetzte: „The Nature of the Chemical Bond“ von Linus Pauling. Hier wurde ganz ausführlich auch die Frage diskutiert, die vorher schon Lewis und Sidgwick²²⁾ bewegt hatte, ob es Übergänge zwischen den beiden Bindungsarten Heterovalenz und Kovalenz gäbe.

Man hatte schon lange auf Grund der physikalischen Eigenschaften der Stoffe eine Entscheidung zu treffen versucht, ob die Verbindung heterovalent oder kovalent gebaut sei. So hatte man z. B. beobachtet, daß die Verbindungen des Natriums, Magne-

²¹⁾ I. LANGMUIR, Journ. Amer. Chem. Soc. 41, 868, 1543 (1919).

²²⁾ SIDGWICK: The Covalent Link in Chemistry, Oxford 1933, S. 42 ff. Vgl. auch London, Naturwiss. 17 (1929), 525.

siums und Aluminiums mit Fluor hochschmelzende Festkörper sind ²³⁾, während das entsprechende Fluorid des Siliciums ein Gas ist ²⁴⁾. Der Schluß, den man zog, war der: „In den Festkörpern liegen Ionengitter vor; diese Stoffe sind also heterovalent gebaut. In dem gasförmigen Siliciumtetrafluorid dagegen liegen Einzelmoleküle vor, in denen die Atome durch gerichtete, kovalente Bindungen zusammengehalten werden.“ Dieser Schluß auf die Bindungsart ist nicht richtig. Der Unterschied in den physikalischen Eigenschaften ist vielmehr bedingt durch die bereits erwähnte Koordinationszahl. Das relativ große Magnesiumion umgibt sich mit 6 Fluorionen, und jedes Fluorion hat 3 Magnesiumionen als nächste Nachbarn; so wird ein Kristallgitter aus Ionen aufgebaut ²⁵⁾. Schmelzen bedeutet gleichzeitig Lösen von heterovalenten Bindungen und erfordert viel Energie. Das relativ kleine Silicium dagegen kann sich aus räumlichen Gründen nur mit vier Fluorionen umgeben (SiF_4) ²⁶⁾. Mit dieser Anzahl negativ geladener Teilchen wird aber die positive Ladung des Siliciums kompensiert; es entsteht kein Ionengitter, sondern es bilden sich diskrete Einzelmoleküle, die im Festkörper nur durch schwache Anziehungskräfte zusammengehalten werden. Das Schmelzen erfordert wenig Energie ²⁷⁾. So kommt es dann, daß die Magnesiumverbindung mit Fluor bei hoher Temperatur schmilzt, die entsprechende Siliciumverbindung bei tiefer Temperatur.

Pauling betrachtete die Bildungswärmen der Verbindungen, d. h. die Energie, die beim Aufbau des Moleküls aus den Atomen frei wird. Er zeigte, daß sich diese Bildungswärmen errechnen lassen, wenn man annimmt, daß jede – zunächst als kovalent angesehene Bindung – einen heterovalenten Anteil besitzt. Dieser Anteil an

Elektronegativität nach Pauling

H			
2,1			
C	N	O	F
2,5	3,0	3,5	4,0
Si	P	S	Cl
1,8	2,1	2,5	3,0
Ge	As	Se	Br
1,8	2,0	2,4	2,8
			J
			2,5

Ionencharakter der Bindung ist bestimmt durch die unterschiedliche „Liebe“ der Bindungspartner zum Elektron. Um dies zu beschreiben, ordnete Pauling jedem Element eine Elektronegativität zu. Besitzen die Elemente eine sehr unterschiedliche Elektronegativität, so ist die Bindung zwischen ihnen ionisch, ist der Unterschied in der Elektronegativität klein, so ist die Bindung mehr kovalent ^{27 a)}.

²³⁾ Die Schmelzpunkte liegen NaF 980° ; MgF_2 1396° ; AlF_3 1040° .

²⁴⁾ SiF_4 schmilzt bei -77° und siedet bei -65° unter einem verminderten Druck von 181 mm Hg.

²⁵⁾ Rutil-Typ.

²⁶⁾ Der Ionenradius von Mg^{2+} beträgt 0,65 Å, der von Si^{4+} 0,38 Å, der von F^- beträgt 1,33 Å.

²⁷⁾ Vielfach sind allerdings Substanzen, die in Koordinationsgittern kristallisieren, überwiegend heterovalent gebaut und solche mit Molekülgittern mehr kovalent.

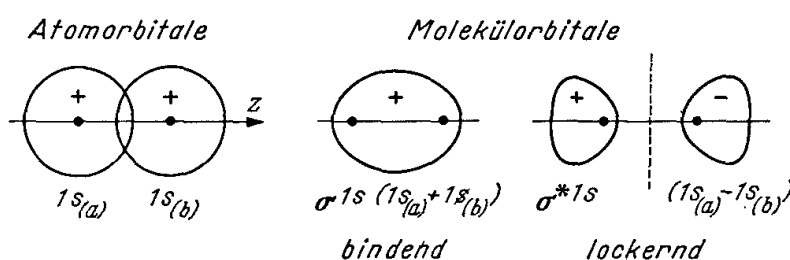
^{27 a)} Wenn X_A und X_B die Elektronegativität der gebundenen Atome A und B bedeuten, gilt für den Ionencharakter der Verbindung A-B annähernd:

$$\text{Ionencharakter} = 1 - e^{1/4(X_A - X_B)^2}.$$

Fälle, in denen reine Ionenbindung oder reine kovalente Bindung vorliegt, sind seltene Grenzfälle. Viele anorganische Stoffe haben einen Bindungszustand, der zwischen diesen Extremen liegt.

Ein weiterer Fortschritt in dem Verständnis von der chemischen Bindung wurde dadurch erzielt, daß die Physik uns lehrte, das Atom besser zu begreifen. Die Vorstellung, daß das Atom eine Art Miniatursternsystem darstellt, in dem sich leichte, negativ geladene Elektronen um einen positiven Kern bewegen, wurde erweitert durch die Erkenntnis, daß die Elektronen auch betrachtet werden können als Ladungswolken variierender Dichte. Diese Ladungswolken können mathematisch durch Wellenfunktionen beschrieben werden. Die Elektronenwolken können eine sehr verschiedene Gestalt haben; sie können z. B. kugelförmig, hantelförmig oder rosettenförmig sein. Das heißt, will man den größten Teil der Elektronenwolke, durch die das Elektron beschrieben ist, durch eine Oberfläche umhüllen, so kommt man – je nach dem Energieinhalt des betrachteten Elektrons, z. B. zu einer Kugelfläche, der Oberfläche einer Hantel oder einer Rosette. Diese Oberflächen werden mathematisch durch Funktionen beschrieben, die man mit dem Kunstwort „Orbital“ benennt. Die chemische Bindung kommt nun, wie vor allem auch Mulliken zeigte, dadurch zustande, daß zwei solche Atomorbitale miteinander kombiniert werden, so daß sich ein Zustand hoher Elektronendichte zwischen den beiden gebundenen Atomen ergibt. Es sei hier bemerkt, daß Mulliken gerade in diesem Jahr für solche Arbeiten mit dem Nobel-Preis ausgezeichnet worden ist. Es ist verständlich, daß die Richtung der Bindung von der Gestalt des Orbitals abhängen muß. Wenn man die Orbitalgestalt kennt, kann man die Lage der einzelnen Bindungen des Moleküls zueinander voraussagen und verstehen. Der räumliche Bau der Moleküle ist eine direkte Folge der Symmetrie der Orbitale²⁸⁾. Es können so Tetraeder entstehen, Oktaeder, Pyramiden, T-förmige Moleküle und vieles andere²⁹⁾.

Die chemische Bindung hat jetzt folgenden Aspekt: Mehrere Atome vereinigen sich zum Molekül. Dabei treten Elektronenpaarbindungen auf. Um diese zu beschreiben, hat man die Orbitale, d. h. die Atomfunktionen von je zwei miteinander verbundenen Atomen, die je mit einem Elektron besetzt sind, zu kombinieren. Durch die



Kombination entsteht ein Zustand großer Elektronendichte zwischen den beiden verbundenen Atomen. Die größte Elektronendichte kann genau zwischen den beiden Atomen lokalisiert sein (kovalente Bindung), sie kann aber auch mehr auf der Seite eines Atoms liegen (heterovalente Bindung). Die Gestalt des gesamten Moleküls wird durch die Gestalt und räumliche Symmetrie der Orbitale bestimmt. Die abstrakte,

²⁸⁾ Vgl. L. E. SUTTON: Chemische Bindung und Molekülstruktur, Heidelberg 1961.

²⁹⁾ Vgl. G. E. KIMBALL, J. Chem. Phys. 8, 188 (1940).

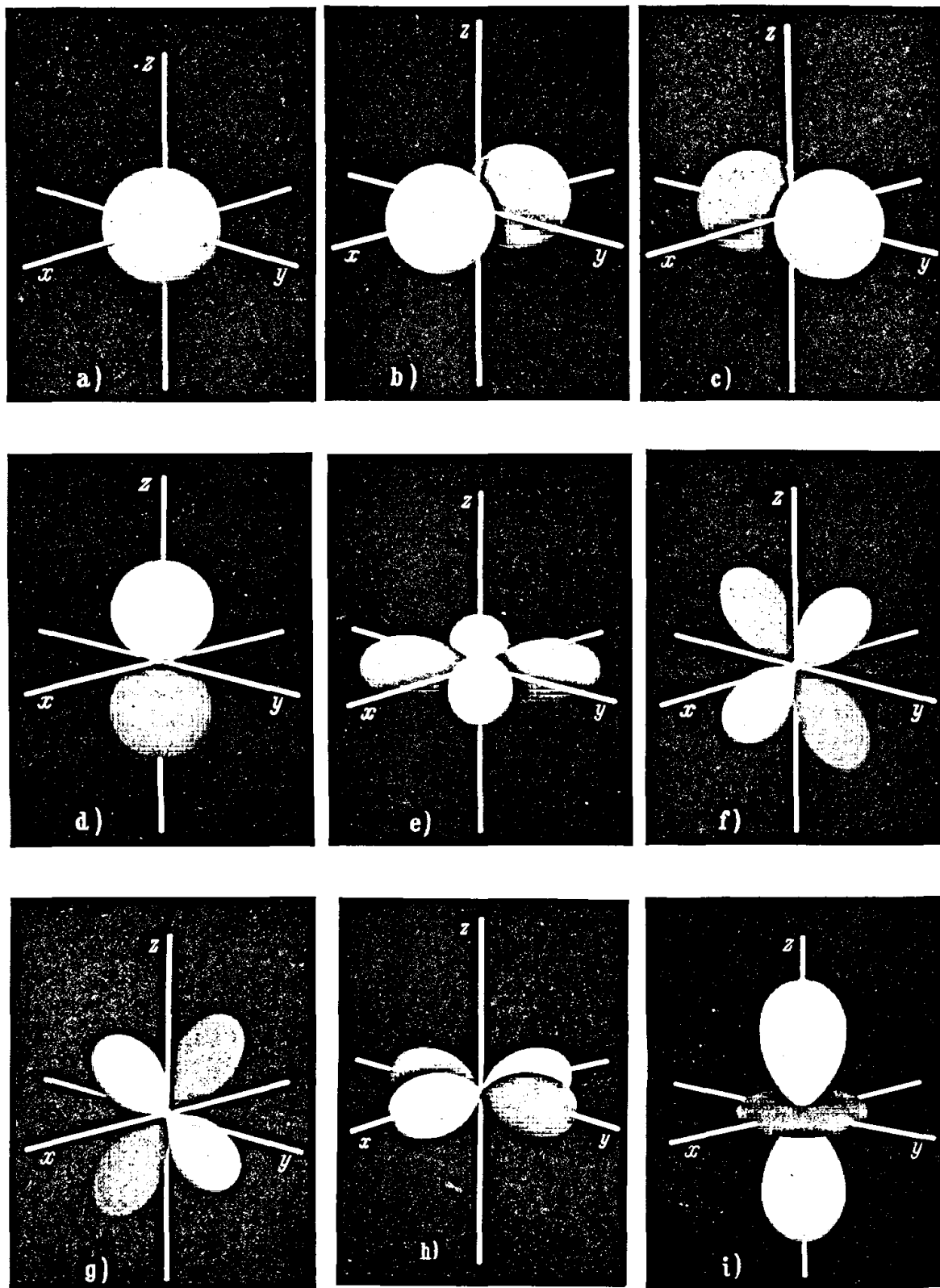


Abb. 7 a-i. Modelle, die die Winkelfunktionen ($\Theta\Phi$) darstellen für a) s-Orbitale, b) p_x -Orbitale, c) p_y -Orbitale, d) p_z -Orbitale, e) d_{xy} -Orbitale, f) d_{yz} -Orbitale, g) d_{xz} -Orbitale, h) $d_{x^2-y^2}$ -Orbitale und i) d_{z^2} -Orbitale. Die positiven Orbitallappen sind hell, die negativen dunkel getönt. Der Maßstab ist so gewählt, daß sich die maximalen Projektionen für (a) : (b), (c), (d) : (e), (f), (g), (h) : (i) wie 1 : 1, 732 : 1, 936 : 2, 236 verhalten (siehe L. PAULING, *The Nature of the Chemical Bond*, 3rd Edition, Cornell Press, Ithaca, New York, 1960, pp. 111, 151, 152). Nach SUTTON (1961), 8

aber zugleich unkomplizierte Theorie führt zum Verständnis, ja zur qualitativ richtigen Voraussage sichtbarer, greifbarer und meßbarer Fakten.

Betrachtet man diese Theorie, so sieht man, daß die Chemiker immer so vorgegangen sind, daß zunächst nach einem ordnenden Prinzip für die Erscheinungen gesucht wurde; dann wurden bestimmte Modelle entwickelt, die in der Natur gar nicht vorkommen, die aber geeignet sind, Erscheinungsformen, wie sie in bestimmten Stoffklassen auftreten, zu beschreiben. Die Modelle wurden dann dahingehend verfeinert, daß sie Einsichten in die Zusammenhänge zwischen den Stoffklassen der Chemie vermitteln konnten. Immer wurde eine Erfassung von qualitativen Zusammenhängen angestrebt. Die chemische Theorie – und darauf hat besonders H. Hartmann ³⁰⁾ hingewiesen – *muß* das Verstehen qualitativer Zusammenhänge zwischen Stoffklassen der exakt quantitativen Kenntnis von Einzelfällen vorziehen, die zu einer unendlich komplizierten Beschreibung führt, die zu nichts dient. Das sich immer wiederholende Vorgehen sei im folgenden noch einmal deutlich gemacht.

Die Theorie, die bisher entwickelt wurde, war immer noch für eine große Klasse von Verbindungen unzureichend – eine Gruppe, die Blomstrand „Verbindungen höherer Ordnung“ genannt hatte. Das Erscheinungsbild dieser Verbindungsklasse sah zunächst recht merkwürdig aus. Es zeigte sich nämlich, daß unterschiedliche Verbindungen, die für sich allein recht beständig sind, sich gar nicht so selten zu Addukten vereinigen können, die vollkommen andere Eigenschaften besitzen als die Komponenten. Diese Addukte können mehr oder weniger stabil sein; manchmal sind sie es nur im Kristallverband; manchmal sind sie auch in Lösung beständig, manchmal in der Gasphase. Auf diese Verbindungen paßte das Konzept von der Ionenbindung, der Heterovalenz, nicht; und auch die Theorie von Kekulé–Van't Hoff von der gerichteten kovalenten Bindung war nicht anwendbar. Hier brachte ein genialer Gedanke von Alfred Werner die Wendung, die gleichzeitig die zweite Blütezeit der anorganischen Chemie einleitete.

Es ist uns genau überliefert, wie es dazu kam ³¹⁾:

Im Sommersemester 1892 las in Zürich der junge, aus dem Elsaß stammende Privatdozent Alfred Werner eine Vorlesung über Atomtheorie und Valenz. Werner arbeitete auf dem Gebiet der organischen Chemie, und seine Theorie der chemischen Bindung war die von Kekulé. Durch die Vorlesung wurde Werner offenbar bewußt, daß man allgemein über die große Zahl der anorganischen Stoffe zu wenig wußte. Das galt auch für ihn selbst. In den langen Sommerferien beschloß Werner, dies zu ändern und im Wintersemester „Ausgewählte Kapitel der anorganischen Chemie“ zu lesen, und er befaßte sich gedanklich nun mit diesem Gebiet. Während dieser Vorlesung fielen ihm die Verbindungen höherer Ordnung auf – zuerst fiel ihm offenbar auf, daß Nickelsalze sich mit Ammoniak zu stabilen Addukten verschiedener Zusammensetzung zu vereinigen vermögen. Man verstand nicht, was das Wesen dieser Stoffe sein könnte. Das Problem der Bindung in diesen Stoffen muß Werner sehr beschäftigt haben; denn in einer Dezembernacht wachte er um 2 Uhr auf und hatte einen Einfall zur Deutung der chemischen Bindung in diesen Stoffen. Er stand auf und schrieb – unter Zuhilfenahme von starkem Kaffee – seinen Einfall nieder. Um 5 Uhr nachmittags war die

³⁰⁾ H. HARTMANN: Essays in Coordination Chemistry, Experientia Supplementum IX, Basel, Stuttgart 1964, S. 94 ff.

³¹⁾ G. B. KAUFFMAN: Alfred Werner, Founder of Coordination Chemistry, Berlin-Heidelberg-New York 1966.

Veröffentlichung fertiggestellt, sie wurde der jungen Zeitschrift für anorganische Chemie zugesandt und 1893 publiziert³²⁾.

„Eine geniale Frechheit“ hat ein Kollege³³⁾ die Idee Werners genannt. Tatsächlich hatte Werner zu seiner neuen Theorie noch nicht ein einziges Experiment gemacht, als er sie veröffentlichte. Er hat das allerdings nachgeholt. Mehr als 8000 neue Substanzen hat Werner hergestellt, um seine Theorie von allen Seiten zu beleuchten und zu untermauern. Jedes Experiment bewies die Richtigkeit der ursprünglichen Vorstellungen.

Worum hat es sich bei dieser genialen Frechheit gehandelt? Es gelang die Auffindung des ordnenden Prinzips. Werner betrachtete die Gruppe von Addukten – Verbindungen höherer Ordnung –, die auch in Lösung oder im Gaszustand stabil waren – eine fragwürdig definierte Gruppe; denn was heißt stabil –! Diese Verbindungsklasse nennt man von nun an Komplexverbindungen.

Alfred Werner betrachtete diese Gruppe der Komplexe zunächst rein phänomenologisch. Er fragte nicht nach der Bindungsart, sondern nach der Gestalt. Dabei ergab sich, daß man die Komplexverbindungen aufgebaut ansehen kann aus einem zentralen Atom oder Ion, das von anderen Atomen, Atomgruppen oder Verbindungen, den Liganden umgeben ist. Werner unterschied Liganden der inneren Sphäre, die in bestimmter Zahl direkt dem Zentralatom koordiniert sind, und solchen äußerer Sphäre, die dem ganzen aus Zentralatom und Liganden bestehenden komplexen Gebilde durch elektrovalente Bindungen verbunden sind.

Werner konnte weiter zeigen, daß von bestimmten Zentralatomen bestimmte Anzahlen (Koordinationszahlen) von Liganden bevorzugt werden und damit bestimmte – meist hochsymmetrische – Anordnungen der Liganden um das Zentralatom. Wie Werner scharfsinnig mit chemischen Methoden bewies, besetzen die Liganden häufig die Ecken eines Oktaeders, oder eines Tetraeders oder eines Quadrates. Eine riesige Anzahl von Verbindungen ließ sich nun ordnen. Viele Verbindungen, die die gleiche Zusammensetzung, aber verschiedene Eigenschaften besitzen – isomere Stoffe –, konnten hergestellt und verstanden werden. Ein großes und unübersichtliches Material fügte sich dem einfachen ordnenden Prinzip der Koordinationstheorie, die man auch Wernersche Theorie genannt hat und nennt.

Als man nun nach den Bindekräften zwischen Zentralion und Liganden frug, ergab sich wieder das wechselnde Bild von der Entwicklung verschiedener Modelle, die alle unzureichend sind. Zunächst lag wieder das einfache Bild nahe von elektrisch entgegengesetzt geladenen Kugeln, die sich anziehen. Das Zentralion trägt eine positive Ladung; die Liganden sind negative Ionen. Gemäß dem Coulombschen Gesetz ziehen sich Zentralionen und Ligandenionen an; außerdem stoßen sich die gleichsinnig geladenen Ligandenionen untereinander ab, so daß man dann eine möglichst symmetrische Anordnung der Liganden um das Zentralion erhält. Diese Theorie ist nicht nur möglich, wenn die Liganden Ionen sind, sondern auch dann, wenn es sich bei ihnen um Moleküle handelt, in denen die gesamte elektrische Ladung unsymmetrisch verteilt ist – Dipolmoleküle.

Diese Theorie von Magnus³⁴⁾ von den elektrostatischen Wechselwirkungen aller Komplexbestandteile untereinander ist von vornherein nicht recht verständlich für die

³²⁾ A. WERNER, Z. anorg. allg. Chem. 3, S. 267–330 (1893).

³³⁾ KAUFFMAN (1966), S. 30 ff.

³⁴⁾ Vgl. H. HARTMANN: Die Chemische Bindung, Berlin–Göttingen–Heidelberg 1964, S. 75 ff.

quadratisch (eben) gebauten Komplexe. Gerade diese Verteilung der Liganden erscheint bei einem ja kugelsymmetrischen elektrischen Feld wenig wahrscheinlich. Außerdem erklärte die Theorie, nach der Zentralionen und Liganden beim Zusammentreten praktisch keine Veränderung erfahren, weder die besondere Stabilität vieler Komplexe noch die auffällige Farbe und das Auftreten von besonderen magnetischen Eigenschaften, wie man es an sehr zahlreichen Metall-Komplexen beobachtet hatte.

Einen anderen Weg zur Beschreibung der Bindungen in Komplexverbindungen beschritt N. V. Sidgwick³⁵⁾, der von 1923 ab die von G. N. Lewis entwickelte Theorie der Elektronenpaarbindung auf Komplexe anwandte. Das Besondere war nun nur, daß ein Ligand in der Lage sein mußte, ein Elektronenpaar – nicht nur ein einzelnes Elektron – zur Bindung beizusteuern, als Elektronendonator wirkend, während dem Zentralatom oder -ion Elektronenpaarakzeptoreigenschaften zukommen.

Der nächste wichtige Schritt zum Verständnis dieser Bindungsart war dann wieder Linus Pauling zu verdanken.

Auch auf die Komplexe ließ sich das Verfahren anwenden, daß je zwei Elektronen die Bindung zwischen zwei Atomen bewirken und daß durch Überlappung der Bahnfunktionen – der Orbitale – zweier Atome unter Paarung des Elektronenspins die Bindung beschrieben werden kann. Dieses Verfahren ist schon früher angedeutet worden. Das Verfahren erwies sich als besonders geeignet, den räumlichen Bau der Komplexverbindungen aus dem Atombau, das heißt, aus der Kenntnis der zur Verfügung stehenden Funktionen zu verstehen. Auch das magnetische Verhalten und wenigstens qualitativ die Stabilität konnten beschrieben, ja sogar richtig von der Theorie her vorausgesagt werden. Die Theorie versagte aber auch in einigen Fällen, nämlich zum Beispiel bei den Komplexverbindungen des Kupfers. Außerdem sagte sie zum Beispiel voraus, daß man bei den Komplexen des Eisens entweder rein kovalente oder rein ionische Bindung annehmen muß. Wir hatten aber gerade gesehen, daß es recht unwahrscheinlich ist, daß solche extreme Formulierungen richtig sind. Darüber hinaus wurden wichtige physikalische Eigenschaften der Komplexe, wie zum Beispiel die Elektronenspektren – viele Komplexe sind farbig – nicht gedeutet.

Der Fortschritt, der die Überwindung dieser Schwierigkeiten brachte, wurde nun durch einen eigenartigen Gedankengang bewirkt. Man ging nämlich auf die Theorie zurück, daß die Komplexverbindung ein Agglomerat von elektrisch geladenen Teilchen sei – auf das Bild vom zentralen Ion, das von Ionen oder Dipolen umgeben ist. Das elektrische Feld des Kations wird natürlich auf die Anionen einwirken und das kombinierte Feld der Liganden muß interessante Wirkungen auf das Kation ausüben. Die genaue Betrachtung dieser Wirkungen, die an sich nicht schwierig zu verstehen sind, durch die Ligandenfeldtheorie führte nun zur weiteren Deutung der Eigenschaften der Komplexe. Dabei konnte auch der Tatsache Rechnung getragen werden, daß die Bindungsart weder rein heterovalent noch rein kovalent ist³⁶⁾.

Mit diesen Theorien hat der Chemiker heute tatsächlich Instrumente in der Hand, mit denen er viele Phänomene – auch bei komplizierten anorganischen Stoffen – begreifen kann. Man „versteht“ die Bindung, indem man ein extremes Bild vom Zustand der Verbindung entwirft, das der Wirklichkeit nicht voll entspricht. Man wählt

³⁵⁾ N. V. SIDGWICK: *Electronic Theory of Valency*, Oxford 1927.

³⁶⁾ Vgl. hierzu z. B. L. E. SUTTON: *Chemische Bindung und Molekülstruktur*, Berlin-Göttingen-Heidelberg 1961, S. 84 ff. oder L. E. ORGEL: *An Introduction of Transition-Metal Chemistry, Ligand Field Theory*, London-New York 1960.

ein optimales Modell, das nun allerdings nicht primär aus der quantitativen Beschreibung der Stoffe quasi als Extrakt dieser Beschreibung abgeleitet ist, sondern „erfunden“ ist – im besten Fall also noch immer eine „geniale Frechheit“ darstellt.

Die Berechtigung dieses Vorgehens sieht man wohl am besten daran, daß gleichzeitig mit ihm nun die dritte Blüteperiode der anorganischen Chemie – die heutige – zu beobachten ist. Jetzt erst kann sich neben der Komplexchemie, die sich rasch entfaltet, die Chemie der Halogene, vor allem aber auch die des Schwefels, des Phosphors, des Siliciums und deren Homologen entwickeln. Die Chemie der nichtmetallischen Elemente der höheren Reihen des Periodensystems der Elemente wird überschaubar. Endlich kann man auch in der anorganischen Chemie Synthesen planen und systematisch zu Produkten gelangen, die bestimmte Eigenschaften besitzen. Die Nachbarn des Kohlenstoffs, Bor und Stickstoff, enthüllen ihre ganze Vielfalt. Hunderte von neuen Verbindungen werden hier synthetisiert. Es zeigt sich, daß die Bindungstheorie auf Fälle zu erweitern ist, in denen *drei* oder *mehrere* Atome durch nur *ein* Elektronenpaar aneinander gebunden werden – das sind die Fälle der Mehrzentrenbindung. Es zeigen sich gerade bei diesen Stoffen höchst interessante und für neue – auch technische – Synthesen höchst bedeutsame katalytische Eigenschaften. Aber der Weg zum Verständnis der chemischen Bindung ist noch nicht zu Ende.

Die bisherige Theorie ging immer davon aus, daß in den meisten Fällen abgeschlossene, energetisch besonders stabile Elektronenkonfigurationen bei der Verbindungsbildung von den Bindungspartnern angestrebt werden und daß dann, wenn solche hochsymmetrische, energetisch begünstigte Elektronenkonfigurationen von vornherein vorhanden sind, keine Verbindungsbildung eintritt. Dies schien so etwas wie ein Grundgesetz der Chemie zu sein – gleichgültig, wie kompliziert die Verbindung sich aufbaute. Diese Theorie sagte voraus, daß die Edelgase, die derartige symmetrische Elektronenkonfigurationen besitzen, zu keiner Verbindungsbildung befähigt sind.

Die Theorie schien zunächst bestens bestätigt zu sein. Schon 1868 war das Helium entdeckt worden, und 1892 bis 1898 hatte Ramsay die anderen Edelgase – Argon, Krypton, Neon und Xenon –, die Bestandteile der Luft sind, isoliert. Verbindungen dieser Edelgase waren in der Folgezeit – d. h. in den folgenden 60 Jahren – nicht gefunden worden. Im Jahre 1960 nun entdeckte Bartlett, daß sich aus Platin und Fluor eine höchst reaktionsfähige Verbindung erhalten läßt, die in der Lage ist, Sauerstoff zu einem Kation zu oxydieren³⁷⁾. Das war für die anorganische Chemie sicher das sensationellste Ergebnis seit Aufstellung der Wernerschen Theorie. Bartlett sah sofort, daß hier auch die Darstellung einer Verbindung des Xenons möglich werden könnte. Er erhielt eine solche Verbindung³⁸⁾. Nun war das Tabu von der Unfähigkeit der Edelgase, chemische Verbindungen einzugehen, beseitigt, und in der Folgezeit erschienen Arbeiten über Arbeiten, die von der Entdeckung von Edelgasverbindungen berichteten³⁹⁾.

Der Bindungstheorie bieten diese Edelgasverbindungen noch Schwierigkeiten. Einordnen in die Systematik der anorganischen Verbindungen lassen sich die neuen Stoffe; das Jod und das Xenon, die im Periodensystem der Elemente nebeneinander stehen,

³⁷⁾ $[\text{O}_2][\text{PtF}_6]$ N. BARTLETT u. D. H. LOHMANN, Proc. Chem. Soc. (London) 1962, 115.

³⁸⁾ N. BARTLETT, Proc. Chem. Soc. (London) 1962, 218.

³⁹⁾ Vgl. die zusammenfassende Darstellung von R. HOPPE, Fortschritte der chemischen Forschung, Bd. 5, Heft 2, S. 213 ff. (1965).

zeigen jetzt ihre nahe chemische Verwandtschaft. Aber zwanglos paßt unsere heutige Theorie von der chemischen Bindung nun auf die neue Gruppe von Verbindungen nicht mehr. Ein neuer Anfang für ein noch besseres Verständnis ist nötig, und wieder tun wir die ersten Schritte zum besseren Begreifen dessen, was die Materie zusammenhält.

300 Jahre sind vergangen seit den ersten Zweifeln an den Glaubenssätzen der Goldmacher bis zu unserem heutigen Verständnis der chemischen Bindung. Um dahin zu gelangen, wo wir heute stehen, war eine breite Entwicklung der Naturwissenschaften notwendig. Im Laufe meines Vortrages habe ich Namen von Bergleuten, Mineralogen und Geologen, von Physikern und Chemikern aller Richtungen genannt, die zu der Entwicklung unserer Ansichten beigetragen haben. Es war immer wieder notwendig, daß sich ein umfangreiches Spezialwissen auf den verschiedensten Gebieten entwickelte. Dann kamen die genialen Einzelheiten, die in der Lage waren, das für ihr Problem Notwendige und Wesentliche der Spezialwissenschaft des anderen Fachgebietes zu sehen und durch Kombination der Erkenntnisse die natürlichen Ordnungen zu begreifen. Fortschritte machte unser Verständnis vom Problem der chemischen Bindung immer dann, wenn Wissenschaftler vorurteilsfrei, ohne Glauben an Dogmen und Autoritäten die Wahrheit suchten, wenn sie mit anderen Worten so handelten, wie es in drei Worten das Motto der Royal Society of London, die auf Robert Boyle zurückgeht, sagt: „Nullius in Verba“.