

VIII B IB IIB IIIA IVA VA VIA VIIA Edel-
gase

									2 He 4.003
				5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.007	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.183
				13 Al 26.982	14 Si 28.086	15 P 30.974	16 S 32.064	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948
	28 Ni 58.71	29 Cu 63.54	30 Zn 65.37	31 Ga 69.72	32 Ge 72.59	33 As 74.922	34 Se 78.96	35 Br 79.909	36 Kr 83.80
	46 Pd 106.4	47 Ag 107.87	48 Cd 112.40	49 In 114.82	50 Sn 118.69	51 Sb 121.75	52 Te 127.60	53 J 126.90	54 Xe 131.30
	78 Pt 195.09	79 Au 196.97	80 Hg 204.59	81 Tl 204.37	82 Pb 207.19	83 Bi 208.98	84 Po (210)	85 At (210)	86 Rn (222)

	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.04	71 Lu 174.97
	99 Es (254)	100 Fm (253)	101 Md (256)	102 No (253)	103 Lr (257)

Modellvorstellungen in der Chemie

Hammond · Osteryoung · Crawford · Gray

Modellvorstellungen in der Chemie

Eine Einführung
in die Allgemeine Chemie

übersetzt und bearbeitet von
Hans-Werner Sicking



Walter de Gruyter · Berlin · New York 1976

Titel der Originalausgabe

Models in Chemical Science – an introduction to general chemistry
W. A. Benjamin, Inc., Mento Park, California
Copyright © 1971 by W. A. Benjamin, Inc.

Autoren der Originalausgabe

George S. Hammond, California Institute of Technology
Janet Osteryoung, Colorado State University
Thomas H. Crawford, University of Louisville
Harry B. Gray, California Institute of Technology

Übersetzung und Bearbeitung der deutschsprachigen Ausgabe

Dr.-Ing. Hans-Werner Sichtung, Technische Universität Berlin

Dieses Buch enthält zahlreiche Abbildungen und Tabellen.

CIP-Kurztitelaufnahme der Deutschen Bibliothek

Modellvorstellungen in der Chemie : e. Einf. in d. allg. Chemie / Hammond ... Übers. u. bearb. von Hans-Werner Sichtung. – 1. Aufl. – Berlin, New York : de Gruyter, 1976.

Einheitssacht.: Models in chemical science <dt.>.

ISBN 3-11-004574-5

NE: Hammond , George Simms [Mitarb.]; Sichtung , Hans-Werner [Bearb.]

© Copyright 1976 by Walter de Gruyter & Co., vormals G. J. Göschen'sche Verlagshandlung, J. Guttentag, Verlagsbuchhandlung Georg Reimer, Karl J. Trübner, Veit & Comp., Berlin 30. Alle Rechte, insbesondere das Recht der Vervielfältigung und Verbreitung sowie der Übersetzung, vorbehalten. Kein Teil des Werkes darf in irgendeiner Form (durch Photokopie, Mikrofilm oder ein anderes Verfahren) ohne schriftliche Genehmigung des Verlages reproduziert oder unter Verwendung elektronischer Systeme verarbeitet, vervielfältigt oder verbreitet werden. Printed in Germany.

Einbandentwurf: Thomas Bonnie, Hamburg. Satz: Fotosatz Tutte, Salzweg-Passau. Druck: Karl Gerike, Berlin. Bindearbeiten: Lüderitz & Bauer Buchgewerbe GmbH, Berlin.

Vorwort zur deutschen Ausgabe

Die Chemiker sind seit je große Klassifizierer gewesen. Eine Erklärung für diese Tatsache läßt sich leicht in der historischen Entwicklung der Chemie finden bzw. am speziellen Beispiel der Entdeckung des Periodensystems ablesen: Stets mußten in der Chemie zunächst einmal eine Unmenge von Beobachtungen und Meßdaten gesammelt und gesichtet werden, ehe sich größere Zusammenhänge zu zeigen begannen. Infolgedessen spielte das Zuordnen und Einteilen in der Chemie eine äußerst wichtige Rolle, und naturgemäß wurde dann diese Denk- und Arbeitsweise auch auf die eigene Wissenschaft übertragen. Das führte letzten Endes dazu, daß sich im Laufe der Zeit eine große Zahl von „Chemien“ entwickelte, die mehr oder weniger sauber klassifiziert und voneinander abgegrenzt sind: anorganische und organische Chemie; physikalische und theoretische Chemie; analytische, präparative, synthetische und technische Chemie; Agrar-, Bio- und Lebensmittelchemie usw. ... usw. ... usw. Alle diese Fachgebiete erlangten nach und nach immer größere Eigenständigkeit, so daß in einigen Fällen sogar eigene Studiengänge entstanden, wobei die gegenseitige Abgrenzung oft wichtiger erschien als die Gemeinsamkeit, Chemie zu betreiben. Dieser Fülle von Spezialgebieten steht der Student normalerweise als absoluter Laie gegenüber, wobei von ihm häufig gleich zu Beginn des Studiums verlangt wird, sich für ein Fach zu entscheiden. Und nun kommt auch noch die allgemeine Chemie hinzu. Was soll das alles?

Die **allgemeine Chemie** unterscheidet sich von allen zuvor genannten Fachgebieten der Chemie dadurch, daß sie kein Forschungsgebiet im naturwissenschaftlichen Sinne, sondern eine didaktische Disziplin ist. Gegenüber den „klassischen“ Fachgebieten stellt sie damit etwas völlig Andersartiges dar, was auch die Schwierigkeiten bei ihrer Einführung in den Lehrbetrieb erklärt (es gab nun einmal keine „allgemeinen Chemiker“). Die allgemeine Chemie entwickelte sich aus der Erkenntnis, daß es heute aufgrund der zu bewältigenden Stoffmengen absolut unmöglich geworden ist, einem Studenten in einem vertretbaren Zeitraum nach „klassischer Manier“ (durch das Studium direkt an der Materie im Labor) breit gefächerte Kenntnisse der Chemie zu vermitteln, wobei die einzelnen begrifflichen Strukturen der Chemie quasi als Nebenprodukt abfielen (immer dann, wenn sie bei der experimentellen Arbeit gerade gebraucht wurden). Die allgemeine Chemie konnte sich erst entwickeln, als die didaktische Notwendigkeit die Chemiker dazu zwang, sich etwas von der heißgeliebten Materie loszulösen und ein höheres Abstraktionsniveau zu erreichen, das ihnen dann einen wesentlich geschlosseneren Überblick über ihre Wissenschaft erlaubte. In diesem Sinne wäre die allgemeine

Chemie dann die „physikalische“ oder „theoretische“ Chemie (als Gegensatz zur „Experimentalchemie“, die in einer modernen Form erst noch zu entwickeln wäre), die die **fundamentalen Prinzipien** der Chemie zu vermitteln hat.

Das vorliegende Buch nennt sich „Modellvorstellungen in der Chemie“ und soll eine Einführung in die allgemeine Chemie darstellen. Es betont die logische Entwicklung der Grundvorstellungen der Chemie und erläutert an einigen Beispielen die Leistungsfähigkeit der diskutierten Modelle. Bei der Bearbeitung der deutschen Ausgabe wurde eine konsequente Umstellung auf das bei uns seit 1969 eingeführte SI-Einheitensystem vorgenommen, der vor allem die sich bei den Chemikern noch großer Beliebtheit erfreuende Kalorie (cal) und die Atmosphäre (atm) zum Opfer fielen. Weiterhin wurden alle physikalischen Gleichungen in Größengleichungen umgeschrieben, was sich insbesondere bei ihrer Verwendung in Berechnungen günstig bemerkbar machen dürfte (was das gelegentlich etwas „unelegante“ Aussehen der Gleichungen mehr als kompensieren sollte). Einige geringfügige Ergänzungen sollen die Klarheit des Textes erhöhen.

Der Charakter des vorliegenden Buches als Lehr- und Übungsbuch wird durch einen reichhaltigen Fragen- und Aufgabenteil (mit ausgewählten Lösungen im Anhang) am Ende eines jeden Kapitels geprägt, der eine sofortige Überprüfung der erworbenen Kenntnisse erlaubt. Die kurzen Zusammenfassungen des Stoffes sowie die Zusammenstellungen der neuen Begriffe am Ende eines jeden Kapitels machen das Buch auch als Repetitorium geeignet, anhand dessen ein Student den Stoff der jeweiligen Kapitel – sobald er ihn sich einmal erarbeitet hat – jederzeit schnell wiederholen kann.

Für Assistenten und Tutoren, die die Vorlesung in allgemeiner Chemie in den Übungen und Seminaren zu betreuen haben, sind die dieses Buch begleitenden Seminaranleitungen zu den Modellvorstellungen in der Chemie gedacht*, in dem einige praktische Hinweise für den Unterricht gegeben und einige Themenkreise aus den jeweiligen Kapiteln vertieft diskutiert werden. Ferner finden Sie in den Seminaranleitungen alle Lösungen zu den Aufgaben des Lehrbuchs, die, wo es nötig erschien, eingehender diskutiert werden.

Die mit diesem Buch gegebene Einführung in die allgemeine Chemie läßt eine Entwicklung erkennen, die die Chemieausbildung in den letzten Jahren durchlaufen hat und die sich jetzt zu konsolidieren beginnt. Allgemeine Chemie ist heute etwas anderes als eine geraffte Übersicht über mehr oder weniger wichtige Teilgebiete der Chemie unter Wahrung des Proporz unter den Fachgebieten. Sie ist auch kein Ersatz für die praktische Laborausbildung, sondern sollte deren Grundlage bilden.

Die allgemeine Chemie ist etwas vollkommen Neues: Sie ist die Darstellung der begrifflichen Zusammenhänge und logischen Strukturen, die das Denken des Chemikers bestimmen. Sie ließe sich damit gewissermaßen als das Durchschnitts-

* Richard L. Keiter, *Modellvorstellungen in der Chemie, Seminaranleitung*, Walter de Gruyter, 1976

wissen aller Chemiker definieren und würde infolgedessen auch den Chemiker charakterisieren. Es bleibt ganz sicher noch einiges zu tun, bis eines Tages vielleicht an die Stelle des mit allerlei Emotionen beladenen und schon heute recht abgegriffenen Namens „Allgemeine Chemie“ wieder die schlichte Bezeichnung **Chemie** treten wird.

Berlin, März 1976

HANS-WERNER SICHTING

Vorwort zur amerikanischen Ausgabe

Mit diesem Buch haben wir versucht, eine Einführung in die Chemie zu liefern, die die Rolle der Modellvorstellungen bei der Anregung des Wechselspiels zwischen Theorie und Experiment betont. Jeder Wissenschaftler benutzt Modellvorstellungen, sobald er über die Ergebnisse von Experimenten nachzudenken beginnt. Wir Wissenschaftler neigen dabei dazu, unsere Aufmerksamkeit nicht so sehr der Wirklichkeit, sondern eher dem Verhalten der Konstruktionen unseres eigenen Geistes zu widmen. Indem wir das Arbeiten mit Modellen in den Vordergrund stellen, begleitet von einer generellen Geringschätzung des Ewigkeitswertes von theoretischen Dogmen, hoffen wir, daß die Studenten erkennen werden, daß die Naturwissenschaften ein bemerkenswert menschliches Unternehmen sind und keineswegs etwa das Produkt irgendeiner mechanischen Superintelligenz.

Das wertvollste Modell in der modernen Chemie ist das Bild vom Aufbau der Moleküle, das sich auf die Wechselwirkungen zwischen Atomkernen und Elektronen zurückführen läßt. Die Vorstellungen, die zu diesem Modell beitragen, reichen von einfachen Gedanken über die elektrostatische Anziehung und Abstoßung bis zu ausgeklügelten Formalismen, die auf der Quantenmechanik der Teilchen beruhen. Wir versuchen in diesem Buch Wege zu weisen, wie sowohl aus Einfachem als auch Komplexem nützliche Verallgemeinerungen abgeleitet werden können. So zeigen wir zum Beispiel in Kapitel 6, wie das Muster der bekannten chemischen Zusammensetzung der Verbindungen der leichten Elemente durch einfaches Abzählen aufgebaut werden kann. Moderne Chemielehrer neigten dazu, diese primitive aber sehr wirkungsvolle Methode herunterzuspielen, da dieselben Schlüsse auch aus den weitaus komplexeren Überlegungen gezogen werden können, die wir in Kapitel 7 einführen, um Probleme wie die Geometrie von Molekülen zu behandeln, die man nicht gut anhand der einfachen Theorie verstehen kann. Modellvorstellungen, die auf der Quantenmechanik aufbauen, und solche, die sich auf den Gedanken zurückführen lassen, daß die Edelgase eine besonders stabile Elektronenkonfiguration besitzen, ergänzen sich einander. Die Darstellung dieser beiden Modelle sollte die Studenten dazu ermutigen, Modellvorstellungen zu entwickeln, die funktionieren, ohne von ihnen zu erwarten, daß sie als irgendwelche endgültigen Realitäten bestätigt werden.

Die ersten sieben Kapitel sind fast ausschließlich auf die Entwicklung der Grundbegriffe des Molekülaufbaus ausgerichtet. In Kapitel 8 (Festkörper und Flüssigkeiten) und Kapitel 9 (Lösungen) liegen die Schwerpunkte ebenfalls noch im Strukturellen, obwohl dort Begriffe vom Reaktionsverhalten im Zusammenhang mit

Verdampfungs-, Schmelz- und Lösungsvorgängen eingeführt werden. In Kapitel 9 erwähnen wir den Begriff des dynamischen Gleichgewichts, der das Hauptthema des Kapitels 10 ist. In diesem Kapitel versuchen wir, die Gedankengänge darzustellen, die sich mit dem chemischen Gleichgewicht beschäftigen, indem wir mit einem primitiven Modell von miteinander konkurrierenden dynamischen Prozessen beginnen. Durch die anschließende thermodynamische Formulierung des Gleichgewichtsprozesses haben wir einen naheliegenden Kompromiß geschlossen, der unserer Meinung nach in eine derartige Einführung in die allgemeine Chemie gehört. Wir diskutieren die Gründe, warum wir irgendeine Funktion wie die Gibbssche freie Energie (oder freie Enthalpie) benötigen, die als Kriterium für die Einstellung des Gleichgewichts dient, und sagen dann, daß diese Funktion mit Hilfe des Wärmehalts und der Entropie definiert werden kann.

Die Kapitel 11–14 sind einer Einführung in die chemischen Reaktionen gewidmet. Der Umfang dieser Darstellung reicht nicht aus, um die Wünsche der Autoren wirklich zu befriedigen, den Studienanfängern eine Schilderung der erstaunlichen Phänomene des chemischen Reaktionsverhaltens zu bieten, aber der gebotene Umfang steht mit den Kriterien der Kürze für das Buch im Einklang.

Das ganze Buch hindurch haben wir sowohl organische als auch anorganische Verbindungen benutzt, um Themen wie den Aufbau der Moleküle, die Bindung, das Gleichgewicht und die Reaktionsraten und Mechanismen chemischer Reaktionen zu veranschaulichen. Dieses ist ein Beispiel für die Tatsache, daß wir ein Lehrbuch der *Allgemeinen Chemie* geschrieben haben.

Wir glauben, daß es ein Ziel des Unterrichts in einem beliebigen Fachgebiet sein sollte, den Stoff in größere Zusammenhänge zu bringen. Die Studenten sollten etwas von den Anfängen des Gebiets erfahren, da die Geschichte eine große Hilfe für das Verstehen des dynamischen Wesens der Wissenschaften ist. Vielleicht noch wichtiger ist die Entwicklung eines gewissen Überblicks darüber, wie die Chemie oder irgendeine andere Disziplin in den Zusammenhang mit dem gegenwärtigen, menschlichen Wissen und Handeln paßt. Wir haben nicht versucht, derartige Zusammenhänge ausgedehnt zu behandeln. Die historische Entwicklung wird hauptsächlich durch kurze Darstellungen der Entwicklung der Molekulartheorie und der Teilchenstruktur der Materie veranschaulicht. Keine dieser Darstellungen ist etwas Besonderes, da wir der Meinung sind, daß diese Geschichten häufig, ihrer Bedeutung entsprechend, erzählt worden sind. Wir hoffen nur, daß die Studenten erkennen werden, daß der heutige Stand der Theorie vom Aufbau der Moleküle nicht das Ende der Evolutionskette ist.

Die Bedeutung des behandelten Stoffes für die Gegenwart wird hauptsächlich in den Nachworten zu den vierzehn Kapiteln erwähnt. Wir versuchen darin, Wege aufzuzeigen, über die die Chemie mit den anderen Naturwissenschaften, mit einigen der komplexen Probleme unserer Gesellschaft und mit einigen unserer eigenen, quasiphilosophischen Ansichten über das Leben verbunden ist. Wir

behaupten nicht, daß diese Zusammenhänge zwingend nachgewiesen sind, jedoch sind wir fasziniert von der enormen Reichweite der Chemie und haben versucht, dieses Gefühl unseren Lesern mitzuteilen.

Aspen, Colorado, September 1970

GEORGE S. HAMMOND
JANET OSTERYOUNG
THOMAS H. CRAWFORD
HARRY B. GRAY

Inhalt

Einleitung: Was ist Chemie?	1
<i>Chemie ist ein Teil der Naturwissenschaft</i>	2
<i>Wissenschaftliche Überlegungen benötigen Modelle</i>	3
<i>Ist die wissenschaftliche Methode ein Mythos</i>	4
<i>Chemische Technologie berührt unser aller Leben</i>	6
1 Atome und Moleküle	11
1-1 Was ist Materie?	11
1-2 Mischungen und reine Stoffe	13
1-3 Verbindungen und Elemente	15
<i>Elementare Atomtheorie</i>	15
1-4 Chemische Zusammensetzung	16
<i>Methoden zur Bestimmung der chemischen Zusammensetzung</i>	16
<i>Erhaltung der Masse</i>	18
<i>Konstante Zusammensetzung</i>	19
1-5 Daltons Atomtheorie	20
1-6 Aufbau der Moleküle	22
1-7 Modelle	23
<i>Molekülmodelle</i>	24
<i>Die Verwendung von Molekülmodellen zur Voraussage</i>	26
<i>Valenz</i>	27
1-8 Atommassen und Molekülmassen	27
<i>Relative Molekülmassen</i>	30
<i>Einfachste Formeln und Molekülformeln</i>	31
1-9 Zusammenfassung	33
1-10 Nachwort: Die Bedeutung der Molekülstruktur	34
2 Gase und die Avogadrosche Hypothese	39
2-1 Die Eigenschaften von Gasen	39
<i>Masse und Volumen</i>	40
<i>Druck</i>	40
<i>Kompressibilität</i>	42
<i>Temperatur</i>	42
<i>Diffusion</i>	42
2-2 Die quantitativen Beziehungen zwischen Volumen, Temperatur und Druck	43
<i>Das Boylesche Gesetz</i>	43
<i>Volumen und Temperatur</i>	46
<i>Das zusammengefaßte Gasgesetz</i>	48
2-3 Volumenänderungen bei Gasreaktionen	49

2-4	Ein Modell für gasförmige Materie	50
	<i>Die Avogadrosche Hypothese</i>	51
	<i>Das Mol</i>	53
	<i>Die molekularkinetische Theorie</i>	55
2-5	Partialdrücke	59
2-6	Reale Gase	61
2-7	Zusammenfassung	64
2-8	Nachwort: Die Anwendung der Gasgesetze	65
3	Die Periodizität chemischer Eigenschaften	70
3-1	Die einfachen Hydride	71
3-2	Die Zusammensetzung von Fluoriden	74
3-3	Klassifizierung der Elemente	74
3-4	Einige Familien der Elemente	75
	<i>Die Alkalimetalle</i>	75
	<i>Die Erdalkalimetalle</i>	76
	<i>Gruppe III</i>	77
	<i>Gruppe IV</i>	78
	<i>Gruppe V</i>	78
	<i>Gruppe VI</i>	79
	<i>Gruppe VII: Die Halogene</i>	79
3-5	Valenz	80
3-6	Bindungen zwischen Atomen desselben Elements	82
3-7	Übergangsmetalle	83
3-8	Das Periodensystem	84
3-9	Zusammenfassung	86
3-10	Nachwort: Das Periodensystem – Gesetz, Theorie oder Philosophie?	86
4	Die Bestandteile der Materie	90
4-1	Atomtheorie	90
4-2	Faradays Elektrolyseexperimente	91
4-3	Kathodenstrahlröhren	94
4-4	Weitere hochenergetische Strahlungen	98
	<i>Radioaktivität</i>	98
4-5	Charakteristische Einheiten der Strahlung	100
4-6	Photonen, die Elementarteilchen des Lichts	101
4-7	Das Rutherfordsche Atommodell	104
4-8	Die Zusammensetzung der Atomkerne	106
4-9	Isotope	107
4-10	Die Wechselwirkung von Licht mit Materie	110
4-11	Emissionsspektren	114
4-12	Zusammenfassung	116
4-13	Nachwort: Gesunder und ungesunder Menschenverstand	116
5	Die Elektronenstruktur der Atome	124
5-1	Quantentheorie der Atome	124
5-2	Moderne Quantentheorie	131
5-3	Die Quantenzahlen	135

<i>Die Hauptquantenzahl, n</i>	135
<i>Die Bahndrehimpulsquantenzahl, l</i>	135
<i>Die magnetische Quantenzahl, m</i>	136
<i>Die Spinquantenzahl, s</i>	137
<i>Die Anwendung der Quantenzahlen</i>	138
5-4 Elektronenstrukturen von Atomen	139
5-5 Die schwereren Elemente	144
5-6 Zusammenfassung	147
5-7 Nachwort: Analytische und synthetische Wissenschaft	148
6 Bindungen in Molekülen	154
6-1 Wasserstoff und Helium	154
6-2 Fluor und Neon	156
6-3 Die Hydride und Fluoride	158
6-4 Bortrihydrid	160
6-5 Bortrifluorid	162
6-6 Ionenbindungen	163
6-7 Elektronegativität	164
6-8 Das HF-Molekül: Eine kovalente Bindung mit Ionencharakter	169
6-9 Dipolmomente	169
6-10 Bindungen zwischen Atomen desselben Elements	172
6-11 Weitere Übungen im Aufstellen von Lewis-Diagrammen	175
6-12 Formale Ladungen	178
6-13 Moleküle mit Doppel- und Dreifachbindungen	179
6-14 Bindungen mit schwereren Elementen	181
6-15 Resonanz	183
6-16 Zusammenfassung	186
6-17 Nachwort: Modelle und Wirklichkeit	186
7 Molekülgeometrie und Molekülorbitale	191
7-1 Elektronenabstoßung und Molekülgeometrie	191
7-2 Orbitale in Molekülen	194
7-3 Orbitale des Wasserstoffmoleküls	196
7-4 Energien der Wasserstoffmolekülorbitale	198
7-5 Warum gibt es kein He ₂ ?	199
7-6 Fluor und Fluorwasserstoff	200
7-7 Einfachbindungen in vielatomigen Molekülen	203
7-8 Atomare Hybridorbitale	203
7-9 Andere Hybridorbitale	207
7-10 Bortrifluorid (BF ₃) und Phosphorpentachlorid (PCl ₅)	208
7-11 Fluoride der schwereren Elemente	211
7-12 Moleküle, die Doppel- und Dreifachbindungen enthalten	213
7-13 Das Sauerstoffmolekül, O ₂	216
7-14 Ungesättigte Kohlenstoffverbindungen	218
7-15 Zusammenfassung	225
7-16 Nachwort: Wie wenig können wir an einem klaren Tag sehen?	225
8 Flüssigkeiten und Festkörper	231

8-1	Phasenumwandlungen	231
8-2	Phasendiagramme	233
8-3	Das Dampf-Flüssig-Gleichgewicht	234
8-4	Das Fest-Flüssig-Gleichgewicht	237
8-5	Volumenänderungen bei Phasenumwandlungen	240
8-6	Umwandlungswärmen	241
8-7	Der Aufbau der Festkörper	243
	<i>Molekulare Festkörper</i>	244
	<i>Dipolanziehung</i>	245
	<i>Wasserstoff(brücken)bindungen</i>	246
	<i>Van der Waals-Kräfte</i>	247
8-8	Umwandlungswärmen und Umwandlungstemperaturen	250
8-9	Ionische Festkörper	252
8-10	Kovalente Festkörper	253
	<i>Intermediäre Typen</i>	256
8-11	Metalle	256
8-12	Die Struktur von Flüssigkeiten	258
8-13	Zusammenfassung	261
8-14	Nachwort: Eiszeiten und Sintfluten	262
9	Lösungen	269
9-1	Homogene und heterogene Mischungen	269
9-2	Definitionen einiger nützlicher Begriffe	271
	<i>Molarität</i>	273
	<i>Formalität</i>	275
9-3	Chemische Berechnungen von Lösungen	278
	<i>Titrationsen</i>	281
9-4	Löslichkeit und Gleichgewicht	284
	<i>Gleichgewicht in gesättigten Lösungen</i>	284
	<i>Lösungswärmen</i>	286
9-5	Beziehungen zwischen Struktur und Löslichkeit	289
	<i>Ionenverbindungen in polaren Lösungsmitteln</i>	289
	<i>Ionenverbindungen in nichtpolaren Lösungsmitteln</i>	291
	<i>Nichtpolare Verbindungen in Lösung</i>	293
	<i>Einige allgemeingültige Löslichkeitsbeziehungen</i>	294
9-6	Zusammenfassung	297
9-7	Nachwort: Modelle für flüssige Lösungen – Ein Flußpferd in einem Sumpf oder ein Kolibri im Flug?	297
10	Chemisches Gleichgewicht	303
10-1	Dynamisches chemisches Gleichgewicht	303
	<i>Inerte Mischungen</i>	306
10-2	Gleichgewichtskonstanten	306
	<i>Die Dissoziation des Jods</i>	307
	<i>Wie man Gleichungen für die Gleichgewichtskonstanten von Reaktionen aufstellt</i>	308
	<i>Die Multiplikation von Ausdrücken für die Gleichgewichtskonstanten</i>	315
10-3	Das Le Chateliersche Prinzip	317
	<i>Volumenänderungen</i>	317

Inhalt	XV
10-4	Änderungen der Gleichgewichtskonstanten 321
	<i>Wärmeinhalt und Standardzustände</i> 322
	<i>Temperaturabhängigkeit der Gleichgewichtskonstanten</i> 325
	<i>Der Energieerhaltungssatz</i> 326
10-5	Warum sind Reaktionen reversibel? 326
	<i>Entropie</i> 327
	<i>Freie Enthalpie</i> 332
10-6	Gleichgewichtskonstanten und Änderungen der freien Enthalpie 333
10-7	Zusammenfassung 338
10-8	Nachwort: Phasengleichgewichte und Wachstumshormone 340
11	Chemische Reaktionen 348
11-1	Chemische Gleichungen, die Grundlage für eine Klassifizierung 349
11-2	Substitutionsreaktionen 350
	<i>Reaktionen, an denen Ionen beteiligt sind</i> 352
	<i>Säure-Base-Reaktionen; Protonentransfer</i> 353
11-3	Additionsreaktionen 355
11-4	Eliminationsreaktionen 356
11-5	Isomerisationsreaktionen 356
11-6	Oxidations-Reduktionsreaktionen 358
	<i>Oxidationszahlen</i> 358
	<i>Das Aufstellen von Redoxgleichungen</i> 360
11-7	Zusammenfassung 365
11-8	Nachwort: Chemische Steuerung? 366
12	Protonensäuren und -basen 372
12-1	Konjugierte Säuren und Basen 372
12-2	Starke und schwache Säuren 374
12-3	Basen 379
12-4	Die pH-Skala 383
12-5	Puffer 386
12-6	Hydrolyse 389
12-7	Nichtwäßrige Lösungsmittel 390
12-8	Thermodynamik von Säure-Base-Reaktionen 391
12-9	Struktur und Acidität 393
12-10	Zusammenfassung 398
12-11	Nachwort: pH und gelbe Blätter 399
13	Raten und Mechanismen von chemischen Reaktionen 405
13-1	Schnelle und langsame Reaktionen 406
13-2	Die Kinetik chemischer Reaktionen 408
	<i>Terminologie</i> 409
	<i>Reaktionen in der Gasphase</i> 411
	<i>Reaktionen in nichthomogenen Mischungen</i> 412
13-3	Reaktionsmechanismen 412
	<i>Der Zusammenhang zwischen Kinetik und Mechanismus</i> 412
13-4	Theorie der elementaren Reaktionsraten 416
	<i>Unimolekulare Reaktionen</i> 417

	<i>Bimolekulare Reaktionen</i>	423
13-5	Katalyse	426
	<i>Eine Analogie</i>	428
13-6	Der Zusammenhang zwischen Struktur und Reaktivität	428
	<i>Unterschiedliche Raten für Reaktionen mit demselben Mechanismus</i>	430
	<i>Unterschiedliche Mechanismen für ähnliche Reaktionen</i>	430
13-7	Reaktionsraten und chemisches Gleichgewicht	433
13-8	Zusammenfassung	434
13-9	Nachwort: Ein Problem der chemischen Dynamik	435
14	Strukturen und Reaktionen von Verbindungen des Kohlenstoffs und Siliciums	441
14-1	Klassen von Verbindungen	441
	<i>Kohlenwasserstoffe</i>	442
	<i>Kohlenwasserstoffderivate</i>	443
14-2	Nomenklatur	446
14-3	Reaktionen gesättigter Kohlenwasserstoffe	447
14-4	Reaktionen ungesättigter Kohlenwasserstoffe	447
14-5	Liganden-Substitutionsreaktionen	449
14-6	Addition und Substitution an Carbonylgruppen	451
14-7	Amide	455
14-8	Siliciumverbindungen	456
14-9	Zusammenfassung	459
14-10	Nachwort: Chemie und der Drogenmißbrauch	459
Anhang 1	Eine Auswahl von Gleichungen, die wichtige physikalische und chemische Zusammenhänge ausdrücken	466
Anhang 2	Nützliche physikalische Konstanten und Umwandlungsfaktoren	471
Anhang 3	Mathematische Hilfsmittel	472
Anhang 4	Logarithmentafel	486
Anhang 5	Sammlung der neuen Begriffe	488
Anhang 6	Molalität, Massenprozent, Molenbruch und Normalität	505
Anhang 7	Lösungen ausgewählter Aufgaben	510
	Sachregister	517

Einleitung

Was ist Chemie?

Viele Fragen stürmen auf die Studenten ein, wenn sie einen neuen Abschnitt ihres Studiums beginnen. Worum geht es? Was kann ich aus dem Lehrgang gewinnen außer der Erfüllung irgendeiner Anforderung des Lehrplans? Ist der Kursus hart, und wie kann ich ihn am nutzbringendsten absolvieren? Gibt sich der Lehrer Mühe oder spult er nur interesselos sein Programm ab? Im Falle der Chemie kann wie auch bei den meisten anderen Sachgebieten keine endgültige Antwort gegeben werden. Der Wert eines Lehrgangs und sogar das, was er wirklich darstellt, wird für jeden einzelnen etwas anderes bedeuten. Der Autor eines Lehrbuchs oder ein Lehrer kann nur Antworten geben, wie er sie sieht. In diesem Sinne werden wir kurz über die Chemie schreiben, wie wir sie sehen.

Das *Random House Dictionary of the English Language* definiert die Chemie als „die Wissenschaft, die sich mit den Veränderungen und Eigenschaften von Substanzen und verschiedenen, elementaren Formen von Materie beschäftigt und diese untersucht.“ Diese Definition ist annehmbar und wahrscheinlich überdurchschnittlich gut, soweit es Definitionen in Wörterbüchern angeht. Wenn wir uns jedoch wirklich einmal die Zeit nehmen, um über die Wörter nachzudenken, wird deren Bedeutung unerfreulich unklar. Einige von uns sind sich nicht völlig sicher, was „Wissenschaft“ ist und was es nicht ist; wir können fragen: „Welche Veränderungen?“, „Welche Eigenschaften?“ und so weiter. Tatsächlich beginnt die Definition erst dann einen Sinn zu bekommen, wenn wir genug von der Chemie kennengelernt haben, um einige Vorurteile in die Interpretation der Wörter hineinzulesen. Wenn wir zum Beispiel das Wort „Substanz“ im selben Wörterbuch nachschlagen, finden wir nicht weniger als dreizehn Definitionen. Wir erfahren, daß Substanz alles Mögliche bedeuten kann, von „Wirklichkeit“ bis „Vermögen“. Die einzige Definition die offensichtlich paßt, lautet: „Materie von definierter chemischer Zusammensetzung.“ Das ist nun aber keine große Hilfe, wenn wir wissen wollen, was Chemie ist, da die Beziehung zwischen den Definitionen einen Zirkelschluß darstellt. Einige der anderen Definitionen lassen „Substanz“ als ungefähr dasselbe wie „Materie“ erscheinen. Aber wir wissen, daß ein Pferd Materie ist, oder wenigstens etwas Materielles, und jedes Kind weiß, daß das Studium der Pferde zur Biologie oder Tierzucht gehört – das Studium der Pferde ist keinesfalls Chemie. Auch ein Elektron ist Materie, aber jeder weiß, daß Elektronen dem Physiker solange gehören, bis das Elektron ein Bestandteil irgendeiner komplizierten Form von Materie ist, dann kann das Elektron ‚chemisch‘ werden. Alle diese Überlegungen und Wortspiele führen zu dem unbefriedigenden Schluß,

daß Chemie etwas ist, was von Leuten gemacht oder diskutiert wird, die sich selbst als Chemiker bezeichnen. Darüber hinaus zeigt die Geschichte, daß sich die Chemie nach diesem Kriterium mit der Zeit verändert. Wir können viele Beispiele von Forschungsarbeiten finden, die nur ein paar Jahre früher Physik oder Biologie genannt worden würden, die aber jetzt als Chemie bezeichnet werden, weil die Arbeit von Chemikern gemacht wurde. Dieser Zustand mag den Studenten verwirrend erscheinen, aber er ist die Widerspiegelung der Tatsache, daß Wissenschaft wie alle anderen Gebiete des menschlichen Wissens etwas Dynamisches ist. Chemie ist kein sauber definiertes, abgeschlossenes Paket; sie ist ein weites Feld von Studien und Entwicklungen, das ständig in Bewegung ist. Ein Teil unserer Aufgabe als Lehrer und Autoren ist es, ein Bild davon zu geben, woher das Sachgebiet stammt und wo es sich heute befindet. Wir sollten auch versuchen, die risikoreichere Arbeit des Ratens zu übernehmen, wohin sich die Chemie in der Zukunft entwickeln könnte.

Chemie ist ein Teil der Naturwissenschaft

Die Chemie ist ein Teil des großen Gebiets des Wissens, das als Naturwissenschaft bezeichnet wird, und selbst der Begriff Naturwissenschaft ist nicht klar definiert. Jedoch werden die meisten von uns darin übereinstimmen, daß sich die Naturwissenschaft mit der *systematischen* Untersuchung dessen beschäftigt, was die Dinge sind und wie sie sich verhalten. Zur Zeit gibt es heftige Diskussionen darüber, ob die Soziologie und die Wirtschaftswissenschaften strenge Wissenschaften im Sinne der Naturwissenschaft sind, größtenteils deswegen, weil eine Methode, die dem einen systematisch zu sein scheint, dem anderen als absolut unsystematisch erscheint. Einige starrköpfige Puristen versuchen, eine Diskussion dadurch zu beenden, daß sie behaupten, daß nichts systematisch untersucht werden kann, wenn die Ergebnisse nicht in der Sprache der Mathematik ausgedrückt werden können. Dies scheint uns jedoch ein unerträglich enger und trügerischer Gesichtspunkt zu sein. Die Mathematik liefert ein außergewöhnlich wirksames Verfahren, wohldefinierte Beziehungen und Gedanken auszudrücken. Jedoch können wertvolle systematische Überlegungen auch in anderer Form vorliegen und ausgedrückt werden. Im vorliegenden Buch werden wir einige Themen in mathematischer Form vorstellen, weil dies das praktischste und nützlichste Vorgehen für das betreffende Gebiet ist. Aber wir möchten darauf hinweisen, daß es in diesem Buch keine mathematischen Aussagen gibt, die nicht ins Deutsche übersetzt werden können. Tatsächlich kann im Prinzip die Mathematik in praktisch jedem wissenschaftlichen Lehrbuch ins Deutsche übersetzt werden, wenn auch die Übersetzung der mathematischen Formulierungen aus fortgeschrittenen Texten häufig lächerlich unständig würde. Wir werden aber auch viele Überlegungen in nichtmathematischer Form vorstellen, weil dies wieder die praktischste Form ist, das auszudrücken, was wir sagen wollen. Einige dieser verbal vorgestellten Überlegungen können in mathematische Aussagen umgewandelt werden, aber dies kann nicht in jedem Fall geschehen – wenigstens nicht durch die Autoren dieses Buches. Wei-

terhin wollen wir warnend darauf hinweisen, daß der Wunsch, Gedanken überstürzt in eine mathematische Form zu pressen, ein weit verbreiteter Irrweg in den Naturwissenschaften ist. Der Drang, die „Qualität“ einer Arbeit dadurch zu steigern, daß mathematische Aussagen produziert werden, kann zu einer Verzerrung von Grundbegriffen führen, so daß eine absolut brauchbare Theorie in eine schlechte Theorie verwandelt wird.

Wissenschaftliche Überlegungen benötigen Modelle

Wissenschaftliche Überlegungen beruhen fast immer auf Modellen oder Bildern, die im menschlichen Bewußtsein vorliegen und die uns beim Nachdenken über das Verhalten der Natur helfen. Die theoretischen Psychologen entwickeln Modellvorstellungen über das menschliche Verhalten, die sie beim Nachdenken über das Verhalten eines realen menschlichen Individuums benutzen. Ein Physiker, der sich mit Elementarteilchen hoher Energie beschäftigt, entwickelt seine eigenen Modellvorstellungen für das Verhalten dieser Teilchen, wobei der Gedanke, daß es Elementarteilchen gibt, einen Teil dieser Modellvorstellungen bildet.

Das Verstehen der Modellvorstellungen einer Wissenschaft ist für das Verstehen der Wissenschaft von entscheidender Bedeutung. Es ist auch stets wichtig, an den feinen Unterschied zwischen den Modellvorstellungen und der physikalischen Realität zu denken. Ein gutes Modell kann bei der Ordnung unserer Gedanken und der Voraussage für das Verhalten von realen Systemen so erfolgreich sein, daß wir dazu verleitet werden, das Modell für die Wirklichkeit zu halten. Gewöhnlich führt diese Verwechslung nicht zu Schwierigkeiten. Es kann jedoch Ärger geben, wenn zwei verschiedene Wissenschaftler, die dasselbe Phänomen diskutieren und dabei etwas unterschiedliche Modellvorstellungen verwenden, sich auf einen erbitterten Streit einlassen, in dem sie die Realität ihrer Modelle zu beweisen oder zu widerlegen versuchen. Gelegentlich hat ein solches Bestreben das günstige Ergebnis, daß es die Forscher zu Experimenten anregt, die wertvolle Informationen über die Brauchbarkeit der verschiedenen Modelle bei der Voraussage von beobachtbaren Ereignissen liefern können. Aber die Auseinandersetzung kann zu einer endlosen Suche nach der Wahrheit in einander widersprechenden Märchen entarten. Wir müssen uns daher immer vor Augen halten, daß wissenschaftliches Denken einen Zweig der symbolischen Logik darstellt.

Die Unterscheidung zwischen den verschiedenen Gebieten der Naturwissenschaft kann aufgrund der Modellvorstellungen getroffen werden, die üblicherweise von den Vertretern der verschiedenen Wissenschaftsdisziplinen verwendet werden. Nach dieser Kategorie sind Chemiker gewöhnlich Leute, die mit Molekülmodellen arbeiten. Wir besitzen eine Vorstellung vom Aufbau der Materie, die von unserem Bild von winzigen Materiestückchen abhängt, in denen Atome aneinander gebunden sind und somit Moleküle bilden. Wir stellen uns jedes Molekül einer reinen Substanz als genau gleich mit dem Milliarden von Milliarden anderer Moleküle dieser Substanz in einer von uns wahrnehmbaren Probe dieses Stoffes vor. Wenn wir uns chemische Reaktionen vorstellen, denken wir über die Möglichkeiten nach,

wie sich Moleküle strecken oder biegen können, um neue Moleküle zu bilden. Wir stellen uns auch Moleküle auf verschiedene Arten vor: Einige Chemiker veranschaulichen sich ein Molekül mit Hilfe eines physikalischen Modells, das sich aus Kugeln und Stäben aufbaut. Ein anderer Chemiker stellt sich ein Molekül als ein Aggregat von schweren Atomkernen vor, die in einer Wolke von sich schnell bewegenden Elektronen eingebettet sind. Andere sehen in Molekülen einen Satz von mathematischen Funktionen, die entwickelt wurden, um das Verhalten von Elektronen und Atomkernen modellmäßig zu beschreiben. Die allen gemeinsame Denkeinheit ist dabei das Molekül, und wir können einen Chemiker gewöhnlich daran erkennen, wie er auf das Wort „Molekül“ reagiert. Nun arbeiten einige Chemiker ihr Leben lang mit festen Stoffen, bei denen sich das Muster des atomaren Aufbaus endlos fortsetzt; somit gibt es dabei in Wirklichkeit keine diskreten Moleküle. Jedoch stellt sich ein Chemiker diese komplexe Struktur als einen nahen Verwandten eines Moleküls vor.

Das Kapitel 1 dieses Buches gibt eine kurze Darstellung der geschichtlichen Entwicklung des Molekülmodells der Materie. Jedes uns bekannte, physikalische Beweisstück scheint mit der Vorstellung in Einklang zu stehen, daß diskrete Moleküle existieren. Damit ist dies ein Beispiel für ein Modell, das so gut funktioniert, daß es nicht sehr sinnvoll erscheint, sich darüber Gedanken zu machen, ob Moleküle ‚wirklich‘ vorhanden sind. Für vieles, was wir über Moleküle sagen, können wir jedoch nicht den gleichen, hohen Anspruch erheben. Wir werden Vorstellungen über die Gestalt der Moleküle, über die Arten ihrer Bindungen untereinander und über das Geschehen bei den verschiedenen, beobachtbaren Veränderungen von Materie diskutieren. Kurz, wir werden Gedanken und Tatsachen mit Hilfe der Denkeinheit des Chemikers, des Moleküls, darstellen. Diese Überlegungen besitzen jedoch nicht den gleichen Rang wie das Molekülmodell selbst; einige sind wohlbewährt, andere hingegen etwas spekulativer. Wir hoffen, daß die Studenten während unseres Ausflugs durch die Chemie sich stets vor Augen halten, daß wir es mit Modellvorstellungen und nicht mit Aussagen über endgültige Wirklichkeiten zu tun haben.

Ist die wissenschaftliche Methode ein Mythos?

Die Wissenschaft ist der Versuch des Menschen, sich und sein Universum zu verstehen. Zusätzlich zu den Überlegungen anhand von Modellen beobachtet der Wissenschaftler, was geschieht. Wenn die Beobachtung eine spezielle Richtung besitzt, kann sie als Experiment bezeichnet werden. Die klassische Form eines Experiments ist die, ein System zu entwerfen, in dem wir alle Faktoren verhältnismäßig sorgfältig kontrollieren können und an dem wir nach bestimmten Arten von Ergebnissen Ausschau halten. Wenn jedoch ein Astronom ein Experiment macht, besitzt er keine Kontrolle über das, was er beobachtet. Er macht einfach nur seine Beobachtungen auf sorgfältig geplante Weise.

Wissenschaft nach unserer Definition ist mindestens so alt wie die überlieferte Geschichte der Menschheit. Wer auch immer das Rad erfunden haben mag, muß zahl-

reiche Beobachtungen über die Bewegungen von Gegenständen angestellt haben, die angestoßen oder gezogen wurden. Es gibt einen Mythos, der sowohl unter den Wissenschaftlern als auch den Laien recht populär ist. Dieser Mythos ist unter dem Namen "die wissenschaftliche Methode" bekannt. Die Sage behauptet, daß Wissenschaftler nach einem Schema arbeiten, das üblicherweise Sir Francis Bacon zugeschrieben wird, der im siebzehnten Jahrhundert einige interessante Essays über die Wissenschaft veröffentlicht hat. Kurz zusammengefaßt besteht die Methode danach aus drei entscheidenden Schritten:

- (1) Beobachte sorgfältig das Verhalten der Natur.
- (2) Suche nach einer Theorie (oder einem Modell), das die Beobachtungen miteinander in Zusammenhang zu bringen scheint.
- (3) Entwirf Experimente, um die Allgemeingültigkeit der Theorie zu prüfen.

Obwohl Bacons Methode den Klang von Systematik und Eleganz besitzt, wird sie doch nicht dem Einfallsreichtum der Wissenschaftler gerecht, noch erkennt sie das Menschliche der Wissenschaftler. Ein geschickter Wissenschaftler macht alles, was funktioniert – was den Gebrauch der „wissenschaftlichen Methode“ einschließt. Der größte Teil der Forschung in der Chemie zielt nicht direkt auf die Entwicklung einer neuen Theorie. Chemiker in Forschungslaboratorien haben im allgemeinen zwei Motivationen: (1) Die ins Detail gehende Untersuchung bekannter Phänomene, damit sie in das Gebäude der bestehenden Theorie eingegliedert werden können. (2) Die Untersuchung wohlüberlegter, neuer Beispiele eines allgemeinen Phänomens, damit die bestehende Theorie in weiteren Einzelheiten entwickelt werden kann. Es ist also das vorherrschende Bestreben, die bestehende Theorie weiter zu entwickeln und infolgedessen noch leistungsfähiger für Vorhersagezwecke zu machen. Gelegentlich scheinen die Ergebnisse einer Untersuchung der bestehenden Theorie völlig zu widersprechen. Wenn dies geschieht, könnten eine neue Theorie oder wenigstens neue Interpretationen einer alten Theorie geboren werden. Die Geburt verläuft vermutlich langsam und schmerzhaft. Chemiker klammern sich an eine etablierte Theorie, wie ein Kind sich an seinen Kuschelkissen klammert. Dieser Zug mag weniger nobel erscheinen, aber dieser Konservatismus dient wahrscheinlich dem langfristigen Wohle der Wissenschaft. Die meisten der Forschungsergebnisse, die anfangs der bestehenden Theorie widersprachen, stimmen mit ihr gewöhnlich doch überein oder verlangen höchstens nur eine geringfügige Erweiterung der alten Theorie, wenn die experimentellen Daten noch einmal sorgfältig überprüft werden. Infolgedessen könnte ein überstürztes Aufgeben einer altbewährten Theorie beim ersten Widerspruch zu einem absoluten Chaos in der Wissenschaft führen.

Ein oberflächlicher Beobachter des wissenschaftlichen Lebens mag von dem Verhalten der Wissenschaftler schockiert werden. Sie streiten sich und wetteifern auf höchstpersönliche Art miteinander in dem Versuch, zu beweisen, „ich habe recht, und du hast unrecht!“ Weiterhin neigen sie dazu, zu vergessen, daß ihre Argumente immer in der Sprache der Modelle ausgedrückt werden, die sich notwendigerweise irgendwie von den physikalisch realen Dingen unterscheiden

müssen, die untersucht und diskutiert werden. Jedoch entspricht dieses irrationale Benehmen genau dem menschlichen Verhalten. Wissenschaft ist eine sehr menschliche Tätigkeit, die von einzelnen Menschen vorangetrieben wird. Wenn wir diese doch recht offensichtliche Tatsache einsehen, müssen wir von dem Ausmaß beeindruckt sein, das die wissenschaftliche Erkenntnis und Information erreicht haben. Die Struktur stellt eine großartige Leistung dar, wenn man sie als ein Werk menschlichen Geistes betrachtet, obwohl die Wissenschaft recht armselig aussehen mag, wenn man sie als das Werk einer allwissenden Intelligenz ansieht.

Mit diesem Buch stellen wir Ihnen eine Diskussion der Chemie vor, indem wir von unseren Gedanken über Themen aus der Chemie berichten. Ein großer Teil dieses Berichts ist in der Sprache der Chemie abgefaßt, obwohl auch der Versuch unternommen wurde, einige der Gedanken in normales Deutsch zu übersetzen. Wenn jeder Begriff in einfachem Deutsch dargestellt werden sollte, würde das Buch wenigstens das Zehnfache seines jetzigen Umfangs annehmen, und die Leser würden nur schlecht darauf vorbereitet sein, irgendetwas zu verstehen, was in der Sprache der Chemie ausgedrückt ist. Da wohl die meisten unserer Leser nicht Chemie studieren werden, war es eines unserer Ziele beim Schreiben dieses Buches, genug von den Gedankengängen und der Sprache der Chemie vorzustellen, um den Studenten die Werkzeuge in die Hand zu geben, die dazu benötigt werden, mit dem wachsenden, sich ständig verändernden Gebiet der Chemie in Kontakt zu bleiben.

Chemische Technologie berührt unser aller Leben

Die Definition des Begriffs „Technologie“ ist mindestens genau so schwierig wie die Definition des Begriffs Wissenschaft. Wir sagen gewöhnlich, daß Technologie „angewandte Wissenschaft“ ist und daß sie die Ausrichtung von Gedanken, Methoden und Tatsachen der Wissenschaft auf irgendein bestimmtes Ziel beinhaltet. Das Ziel muß dabei etwas Greifbares, Praktisches sein, da die Anwendung von Wissenschaft mit dem Ziel, die Neugier des Menschen zu befriedigen, nicht als Technologie angesehen wird. Die Stahlerzeugung, die das Wissen um die Chemie der Eisenerze verwendet, das Entwerfen von Überschallflugzeugen, wobei die Kenntnisse der Aerodynamik benutzt werden, oder die Entwicklung von Raumfahrzeugen, die auf Erkenntnisse aus der Chemie, Physik und verschiedener Ingenieurwissenschaften aufbaut, werden üblicherweise als Technologie bezeichnet. Andererseits nennt man jedoch die Praxis der modernen Medizin, die stark von den Ergebnissen der medizinischen Forschung abhängt, gewöhnlich nicht Technologie.

Wir leben in einem technologischen Zeitalter und in einer technologisch orientierten Gesellschaft. Ganz gleich wie wir die Begriffe definieren, erkennen wir alle, daß die angewandten Wissenschaften einem starken Einfluß auf das Wesen unseres Lebens ausüben. Nur wenige Jahre zuvor wurde der technologische Fortschritt allgemein als Index der Fortentwicklung der Menschheit angesehen. Skeptiker wurden als Außenseiter abgestempelt, die uns den Erfolg neideten. Die Situation hat sich heute beträchtlich gewandelt, und die Technologie wird nicht mehr als ein

reiner Segen für die Menschheit angesehen. Kritiker erfreuen sich jetzt größter Aufmerksamkeit, wenn sie auf Probleme wie zum Beispiel die Bedrohung der Menschheit durch einen Atomwaffenkrieg und die Umweltverschmutzung hinweisen, die direkt mit der technologischen Entwicklung in Zusammenhang stehen. Sie machen uns auch auf die vielen menschlichen Probleme aufmerksam, die trotz aller Anstrengungen der technologischen Gesellschaft noch nicht gelöst worden sind. Wir halten die Exzesse im antitechnologischen Denken, die heute gelegentlich erkennbar werden, für genau so unrealistisch wie die blinde Anbetung der Technologie früherer Jahre. Nur sehr wenige Menschen wollen wirklich zu den Lebensbedingungen der Höhlenbewohner zurückkehren. Wir wissen heute, daß die Technologie, die uns von den Bedingungen des primitiven Lebens befreit hat, nicht allein dafür garantieren kann, daß die Menschen nicht in diese Lebensbedingungen zurückfallen werden. Diese Schlußfolgerung enttäuscht und frustriert diejenigen, die begonnen hatten, Wissenschaft und Technologie als eine Art gütiger Gewalten zu betrachten, die uns unaufhaltsam einem Utopia zu vorantreiben. Die Wissenschaftler selbst haben durch ihre Begeisterung und gelegentliche Arroganz hinsichtlich des Wertes ihrer Arbeit einen Anteil zu diesem utopischen Traum beigetragen.

Wir sehen die moderne Naturwissenschaft als ein dynamisches und wertvolles *menschliches* Unterfangen. Die technologischen Produkte der Naturwissenschaften sind so zahlreich, daß sie auf gewisse Weise furchterregend sind. Aber es liegt im Interesse aller Menschen, daß wir die Technologie dazu benutzen, für die Bevölkerung der Erde ein Leben hoher Qualität zu ermöglichen, ohne uns bei dem Versuch, dieses Ziel zu erreichen, selbst zu vernichten. Mancher Wissenschaftler möchte nichts mit der Technologie zu tun haben, die sich aus seiner Arbeit entwickelt, jedoch ist sein Märchenland nicht seltsamer als die anderen, in die sich die verschiedensten Menschen zurückziehen, wenn sie von der totalen Vielschichtigkeit menschlicher Probleme überwältigt werden. Die meisten Naturwissenschaftler fühlen sich wie die meisten Menschen von den Problemen unserer Zeit betroffen, und sie werden sich an der Arbeit bei der Suche nach Lösungen beteiligen, wann immer sie eine Möglichkeit dazu sehen. Wir besitzen jedoch keinen Zauberstab und leiden mit unseren Zeitgenossen unter der Einsicht, daß Probleme niemals aus dem Leben der Menschen verschwinden werden.

Angewandte Chemie trifft man in allen Zweigen der Technologie an. Die chemische Industrie hat die Aufgabe, Produkte durch chemische Reaktionen mit den zur Verfügung stehenden Rohstoffen herzustellen. In den Vereinigten Staaten bilden Erdölprodukte, Kohle, Luftstickstoff und mineralische Bodenschätze die Hauptrohstoffquellen. Aus diesen Ausgangsmaterialien werden Kunstfasern, Transistoren, Farben, alle Arten von Kunststoffprodukten, Arzneimittel, Psychopharmaka, Tinte, Papier, Dünger und unzählige andere Produkte hergestellt. Wenn die Produktion der chemischen Industrie eingestellt werden sollte, würde eine große Zahl von Menschen sterben müssen, bevor wir uns an die erforderlichen Änderungen in unserem Leben angepaßt hätten.

Die angewandte Chemie tritt auch in vielen anderen Zweigen der Technologie in

Erscheinung. Der Umweltschutz baut auf die Kenntnisse von den chemischen Reaktionen auf, die in der Atmosphäre und den Wassermassen der Erde ablaufen. Die Elektrotechnik, die das neue Zeitalter der globalen Kommunikation eingeleitet hat, ist entscheidend von der Chemie bei der Produktion von Materialien abhängig, die die erforderlichen Eigenschaften für alle Arten von elektronischen Schaltelementen besitzen. Die Nahrungsmittelversorgung kann durch Agrikulturchemie gesteigert werden, und die Lösung des Problems der Überbevölkerung der Erde wird sicherlich zum Teil eine chemische Lösung sein, wenn sie überhaupt ohne einen verheerenden Krieg gefunden wird.

In einem Lehrbuch mittleren Umfangs können wir unmöglich in angemessener Weise auf alle philosophischen Hintergründe und Auswirkungen der Chemie eingehen. Aber das ist nichts Neues! Jeder Lehrer, der wirklich lehren will, hat den instinktiven Wunsch, seinen Studenten nahezu alles zu erzählen, was er weiß. Wir wissen, daß wir selbst gerade genug wissen, um zu überleben, und fürchten daher, daß unsere Studenten es unmöglich zu etwas bringen können, wenn sie nicht wenigstens so viel wissen wie wir. Das ist natürlich unsere Dummheit. Vieles von dem, was wir wissen und denken, sollte und wird vergessen sein, während sich die Menschheit weiter entwickelt. Wir hoffen nur, den Studenten etwas von der Reichweite der Chemie zu zeigen, von den elementaren Überlegungen bis zum verhältnismäßig ausgeklügelten Modellaufbau, und ihnen einen Eindruck von dem zu vermitteln, wie wir die Chemie als einen der Fäden im Gewebe der menschlichen Erfahrungen sehen.

Fragen und Aufgaben

1. Wissenschaftler sind nicht die einzigen, die mit Modellvorstellungen arbeiten. Welche Arten von Modellen verwenden Sie, wenn Sie über die folgenden Themen nachdenken: (1) Die Bevölkerung von Indien, (2) die Sterne am Nachthimmel, (3) die Armut und (4) der menschliche Geist?
2. Ein mittlerweile verworfenes Modell von der Gestalt der Erde stellte sie als flache Scheibe dar. Versuchen Sie einmal, wie gut Sie Ihre persönlichen Erfahrungen von der Gestalt der Erde diesem Modell anpassen können.
3. Übersetzen Sie die folgenden mathematischen Aussagen ins Deutsche. Welche dieser Aussagen sind Definitionen und welche nicht?

$$3 + 4 = 7$$

$$2x + 4y = 27$$

$$a \times a = a^2$$

$$A = \pi r^2$$

4. Würde es noch Chemiker geben, wenn das Molekülmodell verworfen würde?
5. Glauben Sie, daß das Reifen eines grünen Apfels eine oder mehrere chemische Veränderungen erfordert? Beachten Sie, daß wir von Ihnen nicht erwarten, daß Sie *die* Antwort wissen, sondern nur, daß Sie über das Problem nachdenken. Welche Arten von Modellvorstellungen benutzten Sie dabei?

6. Glauben Sie, daß blaue Augen andere Arten von Molekülen enthalten als braune Augen?
7. Die übliche Denkeinheit der Chemiker ist das Molekül. Was würden Sie als brauchbare Denkeinheiten für Leute ansehen, die auf den folgenden Gebieten arbeiten: Biologie, Psychologie, Soziologie, Wirtschaftswissenschaft und Astronomie?
8. Welche Beziehung besteht zwischen unseren Modellvorstellungen und den physikalischen Modellen wie zum Beispiel Modellflugzeugen aus Kunststoff? Bedeutet das physikalische Flugzeugmodell irgendeine Hilfe für das Nachdenken über ein richtiges Flugzeug?
9. Was bewegt die Blätter eines Baumes? Würden sich die Blätter des Baumes genau so bewegen, wenn der Baum plötzlich auf der Mondoberfläche stünde? Kann die Bewegung der Blätter irgendetwas mit Molekülen zu tun haben?
10. An die Adresse der Chemiker wurde starke Kritik gerichtet, weil einige Produkte der chemischen Technologie wie zum Beispiel unverbrannter Treibstoff in Automobilabgasen und die Abfälle chemischer Produktionsprozesse zur Verschmutzung der Umwelt beitragen. Glauben Sie, daß die Chemiker aus diesem Grunde ihre sittlichen Maßstäbe ändern müßten? Wenn ja, auf welche Weise?

1 Atome und Moleküle

Vieles von dem, was wir heute von der Chemie wissen, kann dadurch erklärt werden, daß beschrieben wird, wie sich **Moleküle** aus **Atomen** aufbauen. Wir alle kennen den Geschmack von Zucker und Salz, den Geruch von Vanille und das Aussehen von Wasser. Wir haben gelernt, diese Stoffe zu erkennen, weil sie gewisse, charakteristische Eigenschaften besitzen, die allen Proben dieser Substanzen gemeinsam sind. Die Konstanz der Eigenschaften von uns vertrauten Stoffen wie diesen ist etwas, das wir als gegeben voraussetzen und worüber wir selten nachzudenken pflegen. Aber diese Konstanz besitzt eine fundamentale wissenschaftliche Bedeutung, denn sie führt uns zu der Frage, warum dies so ist.

Warum schmeckt jedes Körnchen Zucker genau so wie jedes andere Körnchen Zucker? Eine einfache und vernünftige Erklärung dafür lautet, daß sich alle Zuckerkörnchen aus denselben fundamentalen Bausteinen zusammensetzen, die stets auf dieselbe Weise in Einheiten gegliedert sind. Diese Einheiten müssen sehr klein sein, da der Geschmack des Zuckers und viele andere seiner Eigenschaften unverändert bleiben, selbst wenn wir Proben untersuchen, die zu klein sind, als daß wir sie mit bloßem Auge erkennen können. Es scheint vernünftig zu sein, daß wir, wenn eine reine Substanz wie Zucker oft genug unterteilt wird, schließlich irgendeine sehr kleine Einheit erhalten müssen, die nicht weiter unterteilt werden kann, ohne die grundlegenden Eigenschaften des Stoffes zu verändern. Es gibt viele Experimente, die bestätigen, daß diese Annahme richtig ist. Die *kleinsten Einheiten* eines **reinen Stoffes** werden **Moleküle** genannt.

Im vorliegenden Kapitel werden wir sehen, wie die Materie des gesamten Universums in reine Stoffe zerlegt werden kann, die definierte Eigenschaften besitzen. Wir werden zeigen, wie die Eigenschaft der **konstanten Zusammensetzung** zu der Vorstellung führte, daß sich kleinere Einheiten, die **Atome** genannt werden, miteinander zu Molekülen zusammenschließen. Schließlich werden wir an Modellen veranschaulichen, wie viel wir, ausgehend von der einfachen Vorstellung, daß Moleküle aus Atomen bestehen, die auf bestimmte Weise miteinander zusammenhängen, über das Wesen von reinen Stoffen in Erfahrung bringen können.

1–1 Was ist Materie?

Materie, wie Wasser, ein Zuckerwürfel oder ein Hemd, besitzt Masse und Volumen. Wir können die Masse irgendeiner Stoffmenge messen, indem wir die Eigenschaft der Materie ausnutzen, daß Körper derselben Masse dieselbe Kraft aus-

üben, wenn sie der gleichen Gravitationswirkung unterliegen, d. h. sie besitzen dann dasselbe Gewicht. Wir können die Masse einer Stoffmenge durch den Vergleich ihres Gewichts mit Standardgewichten messen. Wir können das Volumen einer Stoffmenge bestimmen, indem wir entweder die Abmessungen des Körpers feststellen und daraus sein Volumen errechnen oder das Volumen messen, das er verdrängt. Zum Beispiel könnten wir das Volumen eines unregelmäßig geformten Steines dadurch ermitteln, daß wir ihn in Wasser tauchen und dann das Volumen des verdrängten Wassers messen.

Das Volumen und die Masse eines Körpers sind durch eine Eigenschaft verknüpft, die **Dichte** genannt wird. Die Dichte, die als Masse pro Volumeneinheit definiert ist, wird in der Chemie gewöhnlich in Gramm pro Kubikzentimeter (g cm^{-3}) ausgedrückt. Wenn wir die Masse einer Probe und ihre Dichte kennen, können wir ihr Volumen ausrechnen

$$\text{Volumen} = \frac{\text{Masse}}{\text{Dichte}}$$

Wenn wir das Volumen und die Dichte kennen, können wir die Masse berechnen

$$\text{Masse} = \text{Dichte} \times \text{Volumen}$$

Beispiel 1-1

Ein unregelmäßig geformtes Stück Aluminium besitzt eine Masse von 36,93 g und verdrängt ein Wasservolumen von $13,67 \text{ cm}^3$. Berechnen Sie die Dichte von Aluminium.

Lösung

$$\begin{aligned} \text{Dichte} &= \frac{\text{Masse des Stoffes}}{\text{Volumen des Stoffes}} \\ &= \frac{36,93 \text{ g}}{13,67 \text{ cm}^3} \\ &= 2,702 \text{ g cm}^{-3} \end{aligned}$$

Beispiel 1-2

Welches Volumen würde ein Stück Aluminium von 10,32 g einnehmen?

Lösung

$$\begin{aligned} \text{Volumen} &= \frac{\text{Masse des Stoffes}}{\text{Dichte des Stoffes}} \\ &= \frac{10,32 \text{ g}}{2,702 \text{ g cm}^{-3}} \\ &= 3,819 \text{ cm}^3 \end{aligned}$$

Masse und Volumen sind Eigenschaften der Materie, die Chemiker jeden Tag bei ihren Untersuchungen messen. Sie sind fundamentale Eigenschaften, die einen Ausgangspunkt für die chemischen Untersuchungen liefern. Insbesondere werden wir in diesem Kapitel zeigen, wie wichtig Massenbestimmungen bei der Entwicklung der Vorstellungen von den Bestandteilen der Materie waren.

1–2 Mischungen und reine Stoffe

Die meisten Beispiele von Materie, die wir in unserer Umgebung erkennen können, sind Mischungen. Diese Mischungen können in zwei große Klassen eingeteilt werden, **heterogene Mischungen** und **homogene Mischungen**. Heterogene Mischungen sind nicht durch und durch gleichförmig, sondern besitzen vielmehr physikalisch unterschiedliche Teilbereiche, die voneinander durch erkennbare Grenzen getrennt sind.

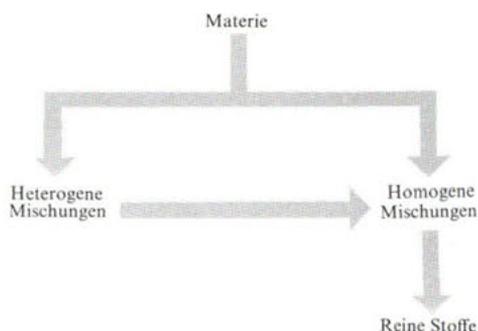


Abbildung 1–1 Klassifizierung von Materie.

Ein Beispiel für eine heterogene Mischung ist Bohnensuppe: Wir können deutlich sehen, daß es erkennbare Grenzen gibt, die die Bohnen von dem Rest der Suppe trennen. Die Mischung kann leicht getrennt werden, indem die Bohnen mit einem Sieb aus der Suppe herausgefischt werden. In diesem Beispiel lag uns eine Mischung von Festem (die Bohnen) mit Flüssigem (die Suppe) vor. Beton ist ein Beispiel für eine feste heterogene Mischung. Ein weiteres Beispiel für eine heterogene Mischung, die für uns alle von größter Bedeutung ist, stellt die Atmosphäre in hochindustrialisierten Gebieten dar. Die Luft über diesen Landstrichen enthält Mischungen von Gasen, kondensierten Dämpfen und festen Teilchen. Die Abtrennung und Entfernung dieser Schadstoffe aus der Luft ist oft eine umständliche und technologisch schwierige Aufgabe. Industrien und Regierungen unternehmen sehr große Anstrengungen, diese Mischungen regelnd zu beeinflussen und unter Kontrolle zu halten wegen der schädlichen Auswirkungen, die diese auf Pflanzen und Tiere, den Menschen eingeschlossen, besitzen.

Heterogene Mischungen können gewöhnlich in verschiedene homogene Mischungen zerlegt werden, die durch die ganze Probe hindurch gleichförmig sind. So kann zum Beispiel Smog durch ein Filter geschickt werden, das die festen Bestandteile entfernt und eine homogene Gasmischung durchläßt.

Angenommen, wir stellen eine homogene Mischung her, indem wir Kochsalz (Natriumchlorid) in Wasser auflösen. Wie könnten wir dann die Mischung wieder trennen, um die ursprünglichen Stoffe zurückzuerhalten? Im vorliegenden Falle ist es einfach: Wir würden die Mischung zum Kochen bringen, wobei wir den Dampf auffangen, der sich bei seiner Abkühlung zu Wasser kondensiert. Wenn das ganze Wasser verkocht ist, würden wir festes Salz und reines Wasser haben. Dieser Reinigungs- und Trennungsprozeß wird als **Destillation** bezeichnet. Dieses einfache Beispiel veranschaulicht, wie die Menschheit eines ihrer ernstesten Probleme lösen könnte, die Versorgung mit ausreichenden Mengen von Trinkwasser aus den Ozeanen, um den ständig steigenden Wasserbedarf der anwachsenden Erdbevölkerung zu befriedigen. Jedoch benötigt die Reinigung des Meerwassers durch Destillation einen großen Energieaufwand, und Energie ist teuer. Heute arbeiten bereits viele Wissenschaftler und Ingenieure eifrig daran, die Ergiebigkeit von Methoden zur Trennung von Wasser und Salz zu verbessern und wirtschaftlichere Energiequellen zu erschließen, um die Meerwasseraufbereitung technologisch und wirtschaftlich zu bewältigen.

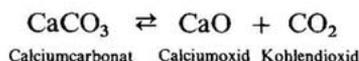
Es ist nicht immer leicht, festzustellen, ob eine Probe eines Stoffes eine homogene Mischung oder eine einzelne, reine Substanz ist. Dies ist eine wichtige Frage, die beantwortet werden muß, denn es ist für einen Chemiker äußerst peinlich, wenn er bemerkt, daß er eine Mischung untersucht hat, als er glaubte, es wäre eine reine Substanz. Ein Beispiel dafür liefert die Verwirrung unter den Chemikern vor Beginn des neunzehnten Jahrhunderts, als noch nicht erkannt wurde, daß die Erdatmosphäre eine Mischung von mehreren Gasen und nicht einfach nur ein reines Gas ist.

Heterogene Mischungen können häufig durch einfache mechanische Mittel voneinander getrennt werden, wie zum Beispiel durch Filtern. Homogene Mischungen können durch physikalische Veränderungen wie Destillation (der Wasser-Salz-Fall), Einfrieren oder Schmelzen getrennt werden. Ein homogener Stoff ist eine reine Substanz und keine Mischung, wenn alle möglichen Methoden ihn nicht in zwei oder mehr Stoffe zerlegen können. Es gibt auch einige Prüfverfahren, die den Chemikern dabei helfen, zu entscheiden, ob eine Substanz rein ist oder nicht. Zum Beispiel besitzt eine einzelne, reine Substanz einen bestimmten Siedepunkt, der für den betreffenden Stoff charakteristisch ist, wogegen der Siedepunkt einer Mischung von ihrer Zusammensetzung abhängig ist.

Die Entwicklung der Chemie als eine Naturwissenschaft und die systematischen Untersuchungen in der heutigen Chemie beruhen auf dem Arbeiten mit reinen Stoffen. In den folgenden Abschnitten werden wir reine Stoffe beschreiben und auf die Vorstellungen eingehen, die zur Erklärung ihrer Eigenschaften verwendet werden.

1–3 Verbindungen und Elemente

Reine Substanzen können wir aus Mischungen durch physikalische Trennung erhalten. Diese Trennungsmethoden umfassen nicht chemische Veränderungen. Die meisten reinen Stoffe können durch eine Behandlung, die chemische Veränderungen hervorruft, in zwei oder mehr Substanzen zersetzt werden. Zum Beispiel kann Wasser in Wasserstoff und Sauerstoff zersetzt werden, indem ein elektrischer Strom durch das Wasser geschickt wird (Abbildung 1–2). Das Salz Calciumcarbonat (Kalkstein) kann in Calciumoxid (Ätzkalk) und Kohlendioxid zersetzt werden, indem es erhitzt wird



Den Chemikern sind Millionen von reinen Stoffen bekannt. Diese Stoffe sind entweder aus Mischungen, die in der Natur vorkommen, abgetrennt worden oder sind

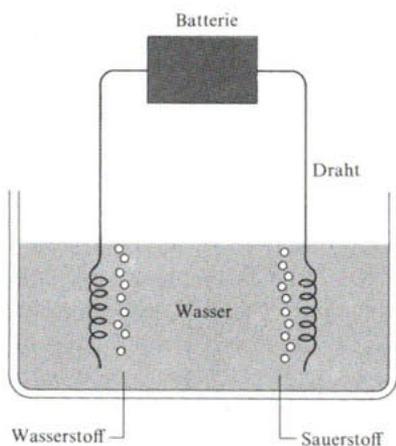


Abbildung 1–2 Zersetzung des Wassers durch einen elektrischen Strom.

im Laboratorium präparativ hergestellt worden. Die meisten dieser reinen Stoffe sind **Verbindungen**, die mit Hilfe verschiedener chemischer Methoden in eine relativ kleine Zahl von einfacheren Substanzen zerlegt werden können, die **Elemente** genannt werden. Alle die Millionen von reinen Verbindungen können direkt oder indirekt durch eine geeignete Kombination der 105 bekannten Elemente hergestellt werden. Einer der wichtigsten Schritte bei der Entwicklung der Chemie war die Entdeckung des Zusammenhangs zwischen Elementen und Verbindungen.

Elementare Atomtheorie

Im Laufe des sechzehnten Jahrhunderts entwickelte sich allmählich die Vorstellung, daß sich alle die Hunderte von reinen Substanzen, die damals bekannt waren,

aus Atomen zusammensetzten. Der Gedanke, daß es elementare, unzerstörbare Teilchen geben müßte, aus denen sich jede Materie aufbaut, ist tatsächlich ein sehr alter Gedanke, der im vierten Jahrhundert vor Christus bereits von dem griechischen Philosophen Demokrit diskutiert wurde. Demokrit besaß zwar keine klare Vorstellung von dem, was diese Teilchen eigentlich sein sollten, und er fand auch keine zufriedenstellende Antwort auf die entscheidende Frage, was den wesentlichen Unterschied zwischen den Atomen zweier verschiedener Elemente ausmacht. Jedoch waren Demokrits Gedanken über die Atome sehr wertvoll, denn sie übten einen großen Einfluß auf die Überlegungen der Männer aus, die sich in den ersten Jahren des Heranwachsens der modernen Naturwissenschaften Gedanken über das Wesen der Materie machten. So war zum Beispiel der große Physiker Newton davon überzeugt, daß Atome die unzerstörbaren Einheiten der Materie sein müßten, aus denen sich alle Stoffe zusammensetzten.

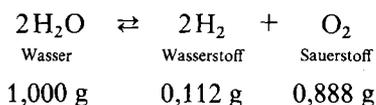
Der Einfluß der Atomtheorie auf die Entwicklung der Chemie setzte schlagartig ein, als John Dalton (1776–1844) die Atomvorstellung mit seinen Kenntnissen von der **chemischen Zusammensetzung** der Stoffe verknüpfte. Nach einer Diskussion der chemischen Zusammensetzung werden wir auf Daltons Atomtheorie zurückkommen, die die Grundlage für die Entwicklung der Chemie als Naturwissenschaft lieferte.

1–4 Chemische Zusammensetzung

Wir haben den Gedanken diskutiert, daß die Eigenschaften eines reinen Stoffes unverändert bleiben würden, wenn eine Probe des Materials in immer kleinere Teile zerlegt werden würde, jedoch sind wir nicht näher darauf eingegangen, um welche Eigenschaften es sich dabei handelte. Der Geschmack von Zucker stellt kein sehr gutes Beispiel dar, denn der Geschmack würde schon lange, bevor die Probe auf die Größe eines Moleküls heruntergeteilt sein würde, zu schwach werden, um noch entdeckt zu werden. Die vielleicht am besten zu beobachtende Eigenschaft ist die chemische Zusammensetzung.

Methoden zur Bestimmung der chemischen Zusammensetzung

Angenommen, wir hätten eine Probe einer chemischen Verbindung vorliegen und wollten ihre chemische Zusammensetzung bestimmen, das heißt feststellen, welche Elemente sie enthält und wieviel sie von jedem enthält. Wir erwähnten in Abschnitt 1–3, daß Wasser durch Hindurchschicken eines elektrischen Stroms in Wasserstoff und Sauerstoff zersetzt werden kann. Wenn wir 1,000 g Wasser auf diese Weise zersetzen und die Mengen des erzeugten Sauerstoffs und Wasserstoffs messen würden, würden wir 0,888 g Sauerstoff und 0,112 g Wasserstoff finden



Der prozentuale Anteil des Wasserstoffs im Wasser beträgt

$$\% \text{ Wasserstoff} = \frac{\text{Masse des Wasserstoffs}}{\text{Masse des Wassers}} \times 100 = 11,2\%$$

Der prozentuale Anteil des Sauerstoffs im Wasser beträgt entsprechend

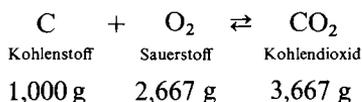
$$\% \text{ Sauerstoff} = \frac{\text{Masse des Sauerstoffs}}{\text{Masse des Wassers}} \times 100 = 88,8\%$$

Damit erhalten wir nach dieser **Elementaranalyse** des Wassers, daß seine chemische Zusammensetzung der Masse nach durch folgende Werte gegeben ist

Sauerstoff: 88,8%

Wasserstoff: 11,2%

Wir könnten dieselbe Information auch dadurch erhalten, daß wir eine Substanz aus ihren Elementen herstellen, anstatt sie in ihre Elemente zu zerlegen. Diesen Prozeß bezeichnet man als **Elementarsynthese**. So kann die Verbindung Kohlendioxid durch Verbrennung von Kohlenstoff in Sauerstoff hergestellt werden. Wenn wir 1,000 g Kohlenstoff in einem Überschuß von Sauerstoff verbrennen (um sicherzustellen, daß wir genug Sauerstoff haben, um den Kohlenstoff vollständig zu verbrennen), finden wir, daß 2,667 g Sauerstoff verbraucht worden sind und sich 3,667 g Kohlendioxid gebildet haben



Die prozentuale Zusammensetzung von Kohlendioxid beträgt der Masse nach

$$\frac{1,000 \text{ g Kohlenstoff}}{3,667 \text{ g Kohlendioxid}} \times 100 = 27,3\% \text{ Kohlenstoff}$$

$$\frac{2,667 \text{ g Sauerstoff}}{3,667 \text{ g Kohlendioxid}} \times 100 = 72,7\% \text{ Sauerstoff}$$

Lassen Sie uns jetzt auf unser Beispiel des Zuckers zurückkommen. Wenn wir eine Probe Zucker verbrennen, indem wir sie im Sauerstoffstrom erhitzen, stellen wir fest, daß nur zwei Substanzen gebildet werden, Wasser und Kohlendioxid



Dies bedeutet, daß sich Zucker nur aus den Elementen Kohlenstoff, Wasserstoff und vielleicht noch Sauerstoff zusammensetzt. Lassen Sie uns jetzt ein quantitatives Experiment versuchen: Wenn wir eine 0,1000 g-Probe Zucker verbrennen, erhalten wir 0,0584 g Wasser und 0,1542 g Kohlendioxid. Da nun Wasser zu 11,2% aus Wasserstoff besteht, können wir die Menge des gewonnenen Wasserstoffs in Gramm dadurch berechnen, daß wir die Menge des erzeugten Wassers mit dem Bruchteil seiner Masse an Wasserstoff multiplizieren

$$\begin{aligned}\text{Masse des Wasserstoffs} &= \text{Masse des Wassers} \times 0,112 \\ &= 0,0584 \text{ g} \times 0,112 \\ &= 0,00654 \text{ g}\end{aligned}$$

Da Kohlendioxid zu 27,3% aus Kohlenstoff besteht, folgt entsprechend

$$\begin{aligned}\text{Masse des Kohlenstoffs} &= \text{Masse des Kohlendioxids} \times 0,273 \\ &= 0,1542 \text{ g} \times 0,273 \\ &= 0,0421 \text{ g}\end{aligned}$$

Daraus ergibt sich für die Zusammensetzung von Zucker

$$\frac{0,00654 \text{ g Wasserstoff}}{0,1000 \text{ g Zucker}} \times 100 = \frac{6,54 \times 10^{-3} \text{ g}}{1 \times 10^{-1} \text{ g}} \times 10^2 = 6,54\% \text{ Wasserstoff}$$

$$\frac{0,0421 \text{ g Kohlenstoff}}{0,1000 \text{ g Zucker}} \times 100 = \frac{4,21 \times 10^{-2} \text{ g}}{1 \times 10^{-1} \text{ g}} \times 10^2 = 42,1\% \text{ Kohlenstoff}$$

Da Sauerstoff bei der Verbrennung das einzige Element neben Wasserstoff und Kohlenstoff war, das in den Produkten der Reaktion noch angetroffen wurde, muß der Rest der Masse des Zuckers aus Sauerstoff bestanden haben. Die Masse des Sauerstoffs kann bei unserem Experiment nicht direkt bestimmt werden, da ein Teil des Sauerstoffs in den Verbrennungsprodukten aus dem gasförmigen Sauerstoff stammen muß, der dazu benutzt wurde, die Probe zu verbrennen. Jedoch kann die Menge des Sauerstoffs in der ursprünglichen Probe aus dem Unterschied zwischen der Gesamtmasse der Probe und den gefundenen Massen von Wasserstoff und Kohlenstoff berechnet werden

$$100\% - 6,5\% - 42,1\% = 51,4\% \text{ Sauerstoff in Zucker}$$

Dies sind einige Beispiele dafür, wie eine Verbindung in ihre Elemente zerlegt oder in andere Verbindungen umgewandelt werden kann, deren Zusammensetzungen wir kennen. Experimente wie diese waren für die Erklärung des Wesens von Verbindungen von großer Bedeutung und sind heute notwendige Routineoperationen, die von Chemikern ausgeführt werden, die neue Materialien und neue Reaktionen untersuchen.

Erhaltung der Masse

Als wir Kohlenstoff und Sauerstoff in Kohlendioxid umwandelten und die Massen der beteiligten Elemente dazu benutzten, die chemische Zusammensetzung von Kohlendioxid zu berechnen, machten wir eine sehr wichtige Voraussetzung: Wir nahmen an, daß die Masse des beim Experiment verwendeten Kohlenstoffs gleich der Masse des Kohlenstoffs im Produkt, Kohlendioxid, ist und daß entsprechend die Masse des eingesetzten Sauerstoffs gleich der Masse des Sauerstoffs im gebil-

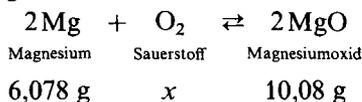
deten Kohlendioxid ist. Diese Annahme beruht auf einem sehr wichtigen Prinzip, das für alle chemischen Reaktionen Gültigkeit besitzt. Es wird die **Erhaltung der Masse** genannt.

Physiker haben es häufig mit Kernreaktionen zu tun, bei denen Atome eines Elements in Atome anderer Elemente umgewandelt werden. Bei diesen Kernreaktionen wird Masse häufig in Energie oder Energie in Masse umgewandelt, was entsprechend der berühmten Einsteinschen Gleichung $E = mc^2$ vor sich geht ($E =$ Energie, $m =$ Masse, $c =$ Lichtgeschwindigkeit). Diese Masse-Energieumwandlung tritt natürlich auch bei chemischen Reaktionen auf, jedoch sind die Energiebeträge dabei derart gering, daß sie sich praktisch nicht auf die Massenbilanz chemischer Reaktionen auswirken. Es ist daher ein absolut brauchbares Modell für die Chemie, anzunehmen, daß bei allen *chemischen Reaktionen* die Masse erhalten bleibt. Die Masse der Reaktionspartner (zum Beispiel die Massen von Kohlenstoff und Sauerstoff) ist gleich der Masse der Reaktionsprodukte (der Masse des Kohlendioxids in diesem Beispiel). Darüber hinaus ist die Masse eines jeden Elements in den Reaktionspartnern gleich seiner Masse in den Produkten.

Beispiel 1-3

Metalle können in einem Sauerstoffüberschuß erhitzt und dadurch vollständig in Metalloxide umgewandelt werden. Wenn zum Beispiel 6,078 g Magnesium in Gegenwart eines Sauerstoffüberschusses erhitzt werden, werden sie zu 10,08 g Magnesiumoxid umgewandelt. Wie viele Gramm Sauerstoff wurden verbraucht, und wie groß ist der prozentuale Anteil des Sauerstoffs am Metalloxid?

Lösung



Da die Gesamtmasse des Produkts, Magnesiumoxid, gleich der Summe der Massen der Reaktionspartner, Magnesium und Sauerstoff, sein muß (nach dem Satz von der Erhaltung der Masse), folgt

$$10,08 \text{ g Magnesiumoxid} - 6,078 \text{ g Magnesium} = 4,00 \text{ g Sauerstoff}$$

(Es ist nicht sehr sinnvoll, genauer zu rechnen, als gemessen wurde!) Für den prozentualen Gehalt des Sauerstoffs in Magnesium ergibt sich damit

$$\frac{\text{Masse des Sauerstoffs}}{\text{Masse des Metalloxids}} \times 100 = \frac{4,00 \text{ g}}{10,08 \text{ g}} \times 100$$

$$= 39,7\% \text{ Sauerstoff}$$

Konstante Zusammensetzung

Die Ergebnisse der Elementaranalyse des Zuckers, die weiter vorne in diesem Abschnitt beschrieben wurde, hängen weder von der Herkunft des Zuckers noch von

der Größe der Probe ab. Dieses ist die wichtigste Eigenschaft aller Verbindungen: Alle Verbindungen besitzen eine **konstante chemische Zusammensetzung**. Als wir über Mischungen sprachen, hatten wir einige Schwierigkeiten beim Beschreiben des Unterschieds zwischen einer homogenen Mischung und einem reinen Stoff. Jetzt aber ist der Unterschied klar: Mischungen besitzen eine veränderliche Zusammensetzung. Eine homogene Mischung von Zucker und Wasser kann bei Zimmertemperatur eine beliebige Menge Zucker bis zu 68% der Masse nach enthalten. (Das Wasser ist bei dieser prozentualen Zusammensetzung mit Zucker gesättigt, das heißt, es löst sich bei dieser Temperatur nicht mehr Zucker in Wasser auf.) Aber Zucker und Wasser, welche reine Stoffe sind, haben feste Zusammensetzungen, die sich niemals ändern.

Die Eigenschaft der konstanten Zusammensetzung erlaubt es uns, alle Materie im Universum in zwei deutlich unterschiedene Gruppen einzuteilen: Materie, die keine konstante Zusammensetzung besitzt (Mischungen) und Materie mit konstanter Zusammensetzung (reine Stoffe, das heißt Verbindungen und Elemente). Diese Eigenschaft verlangt aber auch nach einer Erklärung. Schließlich ist eine derart konstante und weit verbreitete Eigenschaft der Materie ganz sicher kein Zufall.

Vom sechzehnten bis neunzehnten Jahrhundert wurde augenscheinlich das Prinzip der konstanten Zusammensetzung wenigstens stillschweigend anerkannt, denn die Chemiker veröffentlichten Rezepte, die definierte Einwaagen der Zutaten verlangten entsprechend der Zusammensetzung der Verbindung, die sie herstellen wollten. Im Laufe des achtzehnten Jahrhunderts wurden viele systematische Elementaranalysen von Verbindungen durchgeführt, gewöhnlich mit dem Handikap unzureichender Ausrüstung und ungeeigneter Methoden. Die Ergebnisse dieser Experimente waren oftmals so ungenau, daß das Gesetz von der konstanten Zusammensetzung in Zweifel gezogen wurde. Aber viele Chemiker merkten, daß ihre Experimente Fehler enthalten konnten, und im Jahre 1797, als sich mehr Beweismaterial angesammelt hatte, stellte schließlich Joseph Proust das Gesetz auf. Es wurde allmählich als eine fundamentale Eigenschaft von Verbindungen akzeptiert, die durch irgendeine Theorie erklärt werden mußte. Der erste erfolgreiche Versuch, das Wesen von Verbindungen auf eine Weise zu beschreiben, die das Gesetz von der konstanten Zusammensetzung erklären konnte, wurde 1802 von dem englischen Chemiker John Dalton unternommen.

1–5 Daltons Atomtheorie

Dalton akzeptierte das Gesetz von der konstanten Zusammensetzung und glaubte daran, daß sich Verbindungen aus Atomen aufbauten, den unzerstörbaren Teilchen, aus denen sich alle Materie zusammensetzt. Er wollte die fundamentalen Eigenschaften von Atomen und Verbindungen auf eine Weise beschreiben, die das Gesetz von der konstanten Zusammensetzung erklären würde. Da er erkannte, daß die Masse die meßbare Eigenschaft war, auf die es ankam, lieferte er die folgende

Erklärung für das Gesetz von der konstanten Zusammensetzung, die als Daltons Atomtheorie bekannt wurde:

- (1) Alle Atome eines Elements sind einander gleich, insbesondere besitzen sie dieselbe Masse. Atome verschiedener Elemente besitzen verschiedene Massen.
- (2) Verbindungen setzen sich aus Atomen zusammen, die sich miteinander in einfachen Verhältnissen verbinden.

Diese beiden einfachen Annahmen erklärten mühelos und einwandfrei die konstante chemische Zusammensetzung von Verbindungen. Jede Verbindung besitzt ein festes, definiertes Atomverhältnis, und jedes Atom besitzt eine feste Masse. Infolgedessen ist auch die Zusammensetzung jeder Verbindung der Masse nach festgelegt.

Aber Daltons Theorie setzte noch etwas voraus, was sich als noch bedeutender erweisen sollte, nämlich daß sich Atome zusammenschließen, um Moleküle zu bilden. Da das Verhältnis der Atome zueinander in jedem Molekül festgelegt ist, besitzen die großen Materieproben, mit denen wir es zu tun haben und die sich aus Molekülen gleicher Art zusammensetzen, ein festes Atomverhältnis und damit ein festes Massenverhältnis.

Die nächste Frage, die sich uns dann stellt, lautet: Warum besitzt das Verhältnis der Atome in Molekülen einer Verbindung einen festen Wert? Es muß so sein, daß sich Atome eines jeden Elements nur auf wenige, wohldefinierte Weisen mit anderen Atomen zusammenschließen können. Somit müssen Moleküle Atome enthalten, die in einer definierten Struktur aneinanderhängen. In den nächsten drei Abschnitten dieses Kapitels werden wir diesen Gedanken weiter verfolgen.

Daltons Theorie wies den Chemikern auch den Weg, den sie einschlagen mußten, um mehr über das chemische Verhalten der Materie in Erfahrung zu bringen. Dalton warf zwei Probleme auf, die ein Jahrhundert lang die chemische Forschung beherrschten: Erstens, wie groß sind die relativen Massen der Atome verschiedener Elemente (*relative Atommassen*); zweitens, in welchen Verhältnissen verbinden sich Atome miteinander in Verbindungen?

Ein Beispiel soll zeigen, wie diese Probleme miteinander zusammenhängen und warum noch etwas anderes als die Massenverhältnisse der Zusammensetzung von Verbindungen bekannt sein muß, um die richtigen Antworten zu finden. Wasser hat eine Zusammensetzung von 11,2% Wasserstoff und 88,8% Sauerstoff. Das Verhältnis der Masse des Sauerstoffs zur Masse des Wasserstoffs im Wasser beträgt

$$\frac{\text{Masse des Sauerstoffs}}{\text{Masse des Wasserstoffs}} = \frac{88,8}{11,2} = 7,93$$

Dieses ist der Wert für das Massenverhältnis in jedem einzelnen Wassermolekül. Angenommen, daß wir das Verhältnis der Masse eines Sauerstoffatoms zur Masse eines Wasserstoffatoms bestimmen wollen, das heißt, das Verhältnis ihrer Atommassen zueinander. Das Verhältnis der Massen von Sauerstoff und Wasserstoff in Wasser ist gegeben durch

$$\frac{\text{Zahl der Sauerstoffatome pro Molekül} \times \text{Atommasse des Sauerstoffs}}{\text{Zahl der Wasserstoffatome pro Molekül} \times \text{Atommasse des Wasserstoffs}} = 7,93$$

Die beiden Faktoren, die wir gerne kennen würden, bilden die Verhältnisse

$$\frac{\text{Zahl der Sauerstoffatome pro Molekül}}{\text{Zahl der Wasserstoffatome pro Molekül}}$$

und

$$\frac{\text{Atommasse des Sauerstoffs}}{\text{Atommasse des Wasserstoffs}}$$

Um aber aus der chemischen Zusammensetzung eines dieser Verhältnisse zu berechnen, müssen wir das andere kennen. Wir haben hier den Fall einer Gleichung mit zwei Unbekannten vorliegen, die so nicht zu lösen ist.

Wir werden in Kapitel 2 sehen, wie diese Art von Problemen unter Verwendung von weiteren Informationen über die betreffende Verbindung gelöst wurde. In der Zwischenzeit werden wir, da die relativen Atommassen von so großer Bedeutung sind, am Ende dieses Kapitels auf dieses Thema zurückkommen und die relativen Atom- und Molekülmassen besprechen.

1–6 Aufbau der Moleküle

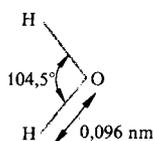
Die Tatsache, daß reine Verbindungen eine konstante Zusammensetzung besitzen, führt direkt zur wichtigsten Theorie der Chemie – die Theorie vom **definierten Aufbau der Moleküle**. Wir glauben, daß jede Verbindung eine definierte Zusammensetzung besitzt, weil die einzelnen Moleküle der Verbindung dieselbe definierte Struktur besitzen und weil die Moleküle durch den Zusammenschluß von Atomen der beteiligten Elemente in definierter (und im allgemeinen vorhersagbarer) Weise aufgebaut werden.

Heute ist uns die Theorie vom definierten Aufbau der Moleküle derart vertraut, daß uns eine Würdigung ihrer Bedeutung schwerfällt. Die meisten Oberschüler wissen schon so lange, daß die Formel für Wasser H_2O ist, daß sie bereits vergessen haben, wann sie zuerst von der Tatsache hörten. Aber es gibt verschiedene Möglichkeiten, wie die drei Atome im Wassermolekül aneinander gebunden sein könnten. Zwei dieser Möglichkeiten, die am naheliegendsten sind, werden von den Strukturen (a) und (b) dargestellt



Unsere Vorstellungen vom Aufbau der Moleküle lassen uns annehmen, daß nur eine dieser beiden Strukturen richtig sein kann. Wir sind davon überzeugt worden, daß die Struktur (a) die richtige ist, weil wir direkte Beweise dafür aus der Untersuchung der Streuung von Röntgenstrahlen, Neutronen und Elektronen an Wasserproben erhalten haben. Diese Methoden zur Untersuchung der Molekülstruktur verraten uns nicht nur die Folge der Atome, H—O—H , sondern lassen uns auch die Gestalt des Moleküls erkennen. Die Atome sind nicht in einer geraden Linie angeordnet, wie bei (a) angenommen wurde, sondern das Molekül ist gewinkelt. So

können wir jetzt das Wassermolekül mit weiteren Einzelheiten beschreiben, indem wir die Abstände zwischen dem Sauerstoffatom und den Wasserstoffatomen und den Winkel angeben, der von den drei Atomen gebildet wird



Der Abstand zwischen zwei zusammenhängenden (aneinander gebundenen) Atomen wird als **Bindungslänge** bezeichnet. Die Bindungslängen sind im Vergleich mit den Abmessungen von Gegenständen, die wir mit bloßem Auge erkennen können, sehr kurze Abstände. Ein Nanometer (nm) ist der milliardste Teil eines Meters (10^{-9} m). Im Gegensatz dazu beträgt der Durchmesser der Erde ungefähr eine Million Meter (10^6 m). Eine andere Methode, sich eine Vorstellung von der Größe von Molekülen zu machen, liefert die Tatsache, daß ein Kubikzentimeter (cm^3) flüssigen Wassers annähernd 3×10^{22} Moleküle enthält.

1–7 Modelle

Modelle spielen eine wichtige Rolle beim Nachdenken eines Chemikers über Chemie. Ein Modell kann sowohl ein reales als auch ein imaginäres Gebilde sein, das sich so wie das kompliziertere, natürliche Vorbild verhält, das von dem Modell dargestellt werden soll. In diesem Sinne sind Modelle wie Spielzeuge ein vereinfachtes Abbild der Realität. Indem er untersucht, wie sich ein Modell verhält, lernt ein Naturwissenschaftler die Natur kennen, so, wie ein Kind durch den Umgang mit Spielzeug lernt. Ein gutes Modell ist deshalb so nützlich, weil es einfacher ist als sein natürliches Vorbild. Da aber die Modelle zu stark vereinfacht sind, können sie dem Wissenschaftler niemals alles das sagen, was er über das reale physikalische System erfahren möchte. Die Theorie vom Aufbau der Moleküle ist eine Art intellektuelles Modell. Viele der Schlußfolgerungen aus der Theorie und neue Vorhersagen können mit Hilfe einfacher, physikalischer Modelle veranschaulicht werden, mit denen man wie mit einem Satz von Bauklötzchen umgehen kann.

Wenn ein Chemiker über Wasser nachdenkt, denkt er vermutlich an „ H_2O “ und nicht an die farblose Flüssigkeit, die in der Küche aus dem Wasserhahn läuft. Die Existenz von verschiedenen Arten von Modellen für dasselbe reale Phänomen wird auch an den Vorstellungen eines Chemikers vom Wasser ersichtlich: Er kann einfach an die Molekülformel, H_2O , denken oder an die besser beschreibende Formel $\text{H}-\text{O}-\text{H}$, oder er denkt an ein physikalisches Modell, das auf eine Weise aufgebaut und gehandhabt werden kann, wie es niemals mit einem wirklichen Molekül möglich wäre.

Der Abstand zwischen zwei zusammenhängenden (aneinander gebundenen) Atomen wird als **Bindungslänge** bezeichnet. Die Bindungslängen sind im Vergleich mit den Abmessungen von Gegenständen, die wir mit bloßem Auge erkennen können, sehr kurze Abstände. Ein Nanometer (nm) ist der milliardste Teil eines Meters (10^{-9} m). Im Gegensatz dazu beträgt der Durchmesser der Erde ungefähr eine Million Meter (10^6 m). Eine andere Methode, sich eine Vorstellung von der Größe von Molekülen zu machen, liefert die Tatsache, daß ein Kubikzentimeter (cm^3) flüssigen Wassers annähernd 3×10^{22} Moleküle enthält.

Molekülmodelle

Die physikalischen Modelle, die von den Naturwissenschaftlern angefertigt werden, dienen dazu, ihnen bei ihren Überlegungen zu helfen. Es gibt verschiedene Arten von Molekülmodellen, die angefertigt werden, um unterschiedliche Gesichtspunkte beim Aufbau der Moleküle zu veranschaulichen. Die Abbildung 1–3 zeigt verschiedene Modelle des Wassermoleküls. Jedes Modell versucht, etwas anderes zu betonen, aber alle zeigen, daß zwei Wasserstoffatome an ein Sauerstoffatom gebunden sind, und alle geben einen Hinweis auf die Form des Moleküls.

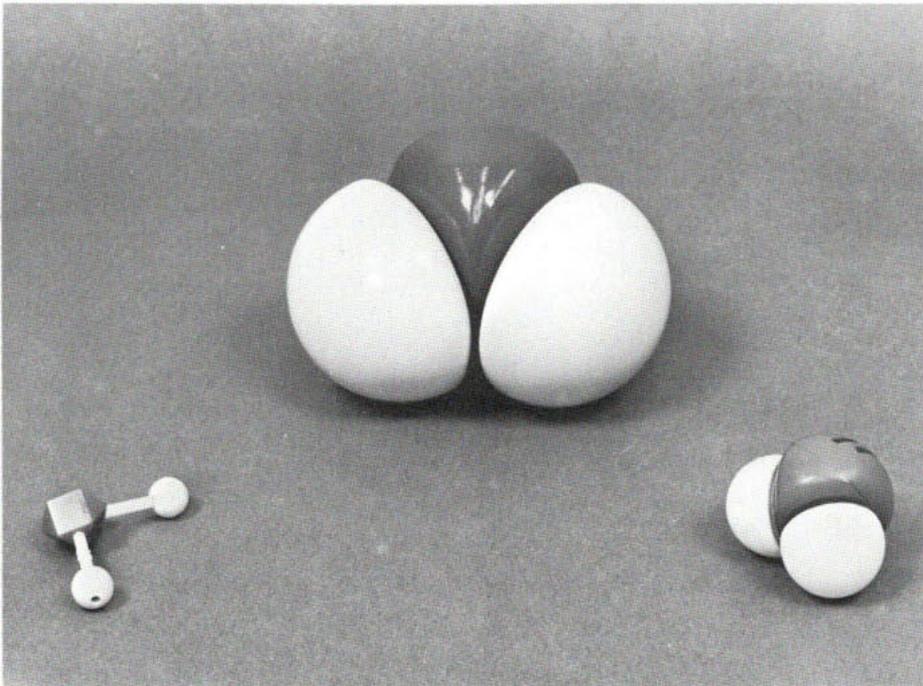


Abbildung 1–3 Modelle eines Wassermoleküls.

Zusätzlich dazu liefern raumerfüllende Modelle einen Hinweis auf die relativen Größen der Atome und lassen erkennen, daß sich zwei Moleküle nicht wirklich ineinander verhaken können, wie man vielleicht annehmen könnte, wenn man sich andere Arten von Modellen ansieht.

Bei diesen Modellen werden wirkliche Moleküle in einem gewissen Sinn nachgebaut. Erfahrungen im Aufbauen von Modellen zeigen, daß sie ein äußerst nützliches Handwerkszeug für die Vorhersage der chemischen Struktur und des chemischen Verhaltens sind; das heißt, das Modellbauen funktioniert. Wenn wir darüber nachdenken, warum Modelle so gut funktionieren, ist es recht verführerisch, den Schluß zu ziehen, daß die Modelle die Moleküle deshalb so gut nachbilden, weil die Moleküle sich wie sehr kleine Bauklötzchen verhalten. Dies stimmt auch in

gewissen Grenzen. Aber das, was die wirklichen Moleküle von den Bauklötzchen unterscheidet, ist äußerst wichtig, und diese Unterschiede begrenzen die Anwendbarkeit von Modellen. Ein beeindruckendes Beispiel für die Bedeutung des Anfertigen von Modellen läßt sich in der Nobelpreisarbeit von James Watson und Francis Crick finden, die Modelle als Hauptwerkzeuge bei der Aufklärung der Doppelhelix-Struktur der biologisch wichtigen Verbindung Desoxyribonucleinsäure (DNS) benutzten.*

Kugel- und -Stäbchen-Modelle verdienen es, mit einiger Aufmerksamkeit studiert zu werden. Kugeln von verschiedener Farbe stellen Atome verschiedener Elemente dar. Kleine Baukästen, wie sie gewöhnlich von Studenten benutzt werden, enthalten nur acht bis zehn Arten von Kugeln verschiedener Farbe. Dieses mag angesichts der Tatsache, daß es 105 Elemente gibt, als überraschend erscheinen, jedoch wird in der überwältigenden Mehrheit aller bekannter Verbindungen nur eine relativ kleine Zahl von Elementen angetroffen. Auch kann eine beträchtliche Anzahl von Verbindungen nicht gut durch Molekülmodelle dargestellt werden, weil sie keine einfachen molekularen Strukturen besitzen. Natriumchlorid, das gewöhnliche Kochsalz, ist ein Beispiel für eine derartige Verbindung.

Natriumchlorid ist ein Festkörper, der eine definierte Struktur besitzt. Jedoch ist diese Struktur ein sich unendlich wiederholendes Muster, in dem Natrium- und Chloratome so angeordnet sind, daß man keine einzelnen Moleküle erkennen kann. Dalton wußte das nicht, und wir brauchen uns für unsere Zwecke in diesem Kapitel nicht mit dieser Frage zu beschäftigen. Wir wollen unsere Diskussion hier auf Verbindungen beschränken, die diskrete Moleküle besitzen, und Stoffe wie das Natriumchlorid bis zum Kapitel 8 zurückstellen.

Obwohl der Farbwahl für die verschiedenen Atommodelle keine besondere Bedeutung zukommt, sind die Farben bei den verschiedenen Bausätzen häufig dieselben (zum Beispiel Weiß für Wasserstoff, Schwarz für Kohlenstoff, Blau für Stickstoff und Rot für Sauerstoff). In diese Modellatome sind Löcher eingebohrt, in die Stäbchen gesteckt werden können, die die Bindungen darstellen, die die Atome in den Molekülen zusammenhalten. Eine Untersuchung der Kugeln zeigt, daß die Zahl dieser Löcher unterschiedlich ist. Alle weißen Kugeln haben nur ein einziges Loch. Das ist so, weil ein Wasserstoffatom fast immer nur an ein einziges, anderes Atom gebunden ist. Diese Eigenschaft des Wasserstoffs wird dadurch ausgedrückt, daß man sagt, daß die **Valenz** oder **Wertigkeit** des Wasserstoffs gleich eins ist. Die roten Kugeln besitzen alle zwei Löcher, wodurch gekennzeichnet wird, daß üblicherweise die Valenz des Sauerstoffs gleich zwei ist. Mit anderen Worten, ein Sauerstoffatom kann zwei Bindungen zu anderen Atomen ausbilden, wie es beim Wassermolekül der Fall ist. Entsprechend besitzen die schwarzen Kugeln vier Löcher, da der Kohlenstoff gewöhnlich die Wertigkeit vier hat. Stickstoff besitzt üblicherweise die Valenz drei, somit haben die blauen Kugeln drei Löcher.

* Lesen Sie J.D. Watson, Die Doppel-Helix, Rowohlt 1973 (rororo 6803), als einen interessanten Bericht über die Aufklärung dieser wichtigen Struktur und auch als Blick auf das Leben einiger bekannter, zeitgenössischer Naturwissenschaftler.

Die Abbildung 1–4 zeigt Kugel- und -Stäbchen-Modelle einiger Verbindungen von Wasserstoff mit anderen Elementen.

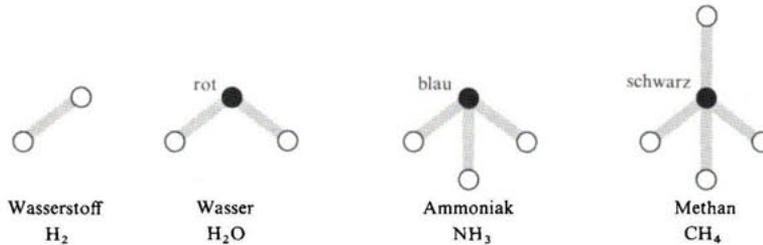


Abbildung 1–4 Kugel- und -Stäbchen-Modelle einiger Wasserstoffverbindungen.

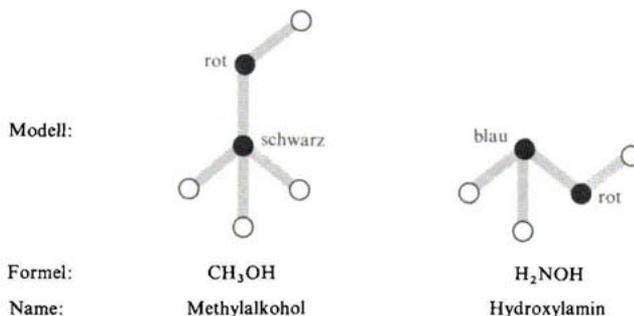
Die Verwendung von Molekülmodellen zur Voraussage

Molekülmodelle erlauben es uns, über die mögliche Existenz anderer, komplizierter Verbindungen Vermutungen anzustellen. Zum Beispiel können wir Molekülmodelle zusammensetzen, bei denen zwei rote Kugeln miteinander verbunden sind



Die Formel für die Verbindung, die dieses Modell darstellt, würde H_2O_2 lauten. Eine Verbindung, die diese Zusammensetzung und Struktur besitzt, Wasserstoffperoxid, ist bekannt. Jedoch ist die Tatsache, daß ein Modell konstruiert werden kann, keine Garantie dafür, daß die Verbindung, die von diesem Modell dargestellt wird, auch wirklich in der Natur anzutreffen ist. Wir können auch ein Modell von H_2O_3 bauen, aber alle Versuche, eine derartige Verbindung zu präparieren, blieben erfolglos. In jüngster Zeit sind jedoch viele Verbindungen nach langen Jahren fruchtloser Bemühungen hergestellt worden, somit wagen wir nicht zu behaupten, daß H_2O_3 nicht existieren kann.

Modelle lassen auch erkennen, daß mehrere Arten von Atomen im selben Molekül zusammengesetzt werden können. Die folgenden Beispiele zeigen wohlbekannte Verbindungen, für die Molekülmodelle ohne große Schwierigkeiten entworfen



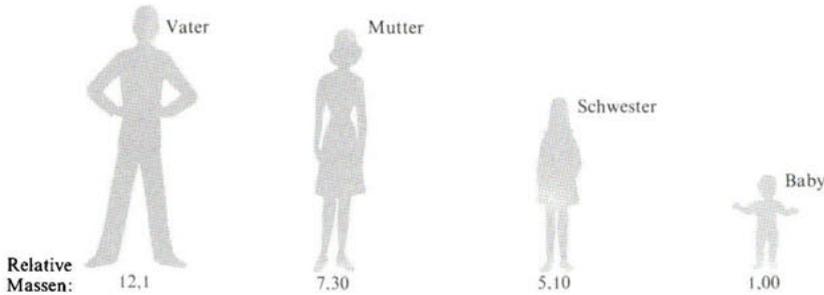
werden können. Beachten Sie dabei, daß wir die Formel für Methylalkohol als CH_3OH geschrieben haben und nicht etwa als CH_4O . Wenn Sie sich das Modell dieses Moleküls ansehen, können Sie erkennen, daß dies eine Möglichkeit darstellt, die Formel dazu zu benutzen, etwas über den Aufbau des Moleküls auszusagen. Drei Wasserstoffatome sind an das Kohlenstoffatom gebunden, somit schreiben wir CH_3 , welches die Methylgruppe genannt wird. Dann schreiben wir O, weil ein Sauerstoffatom an das Kohlenstoffatom der Methylgruppe gebunden ist. Schließlich schreiben wir H für das Wasserstoffatom, das an das Sauerstoffatom gebunden ist. (Es würde sogar noch klarer sein, wenn wir die Formel für Methylalkohol als H_3COH schreiben würden.) Für diese Schreibweisen gibt es keine absolut gültigen Regeln, aber sie können erkennen, daß die Formel für Hydroxylamin auf dieselbe Art geschrieben wurde, um ungefähr anzudeuten, wie sich die Atome zum Molekül zusammenschließen.

Valenz

In den vorangehenden Abschnitten haben wir den Begriff Valenz eingeführt. Die Valenz oder Wertigkeit eines Elements sagt uns, wie viele Bindungen jedes seiner Atome mit anderen Atomen eingeht. Da sich die meisten Elemente mit Wasserstoff verbinden, ist die Valenz eines Elements gewöhnlich gleich der Zahl der Wasserstoffatome, die von einem Atom des Elements gebunden werden können. Einige Elemente besitzen mehr als eine Wertigkeit in verschiedenen Verbindungen. Die Theorien der Strukturchemie, die in den Kapiteln 5, 6 und 7 vorgestellt werden, werden eine theoretische Grundlage für das Verstehen von Valenzen liefern. Jedoch können wir aus dem Umgang mit Atommodellen schon äußerst nützliche Regeln für die Wertigkeiten von Atomen lernen.

1–8 Atommassen und Molekülmassen

Im Abschnitt über Daltons Atomtheorie erwähnten wir das Problem der Bestimmung der relativen Atommassen. In diesem Abschnitt wollen wir die Skala der relativen Atommassen beschreiben, die heute in der Chemie verwendet wird. Heute kennen wir die Massen einzelner Atome. Aber schon lange bevor die Massen der einzelnen Atome bekannt waren, entwickelten die Chemiker ein völlig ausreichendes System für die Beschreibung von Massenverhältnissen in der Chemie, indem sie eine Skala von **relativen Massen** benutzten. Eine relative Maßskala ist eine solche, bei der Beziehungen zwischen Größe, Masse und so weiter der Mitglieder einer Gruppe von Dingen bekannt sind, deren Absolutwerte nicht unbedingt bekannt sein müssen. So könnten wir zum Beispiel die Mitglieder einer Familie dadurch beschreiben, daß wir ihre relativen Massen angeben. Wir könnten dies machen, indem wir dem Baby eine relative Masse von eins zuschreiben und dann den anderen Familienangehörigen die entsprechenden relativen Massen zuordnen

**Beispiel 1–4**

Wie groß ist die Masse des Babys aus dem obigen Beispiel, wenn die Masse des Vaters 90,0 Kilogramm (kg) beträgt?

Lösung

Aus der Aufgabenstellung läßt sich ablesen, daß die Masse des Babys relativ zu der des Vaters, als Verhältnis ausgedrückt, den folgenden Wert besitzt

$$\frac{1,00}{12,1}$$

Ganz gleich, wie groß die Masse des Vaters ist, das Verhältnis der Masse des Babys zu seiner Masse muß $1/12,1$ betragen. Da die Masse des Vaters gleich 90,0 kg sein soll, können wir die Masse des Babys mit x bezeichnen und die Aufgabe

$$\frac{1,00}{12,1} = \frac{x}{90,0 \text{ kg}}$$

oder

$$x = \frac{90,0 \text{ kg} \times 1,00}{12,1}$$

lösen, was zu dem Ergebnis führt

$$x = 7,44 \text{ kg}$$

Wenn ein Naturwissenschaftler ein Ergebnis erhält, überprüft er es an seiner auf Erfahrung aufbauenden Intuition. Ist danach 7,44 kg eine vernünftige Masse für ein Baby? Können Sie ungefähr das Alter des Babys abschätzen?

Es scheint so, als ob es vernünftig gewesen wäre, den Elementen relative Atommassen nach einer Skala zuzuordnen, bei der dem Wasserstoff, dem leichtesten Element, die relative Atommasse eins zugeschrieben wird. Statt dessen einigte man sich auf eine Skala, die dem Wasserstoff eine relative Atommasse von 1,008 zuordnet. Der Grund für diese Wahl wird in Kapitel 4 diskutiert werden. Auf den Innenseiten des hinteren Buchdeckels finden Sie eine Aufstellung der relativen Atommassen aller Elemente nach der heute gültigen Skala, die dem Kohlenstoffisotop ^{12}C eine relative Atommasse von 12,0000 zuordnet.

Beispiel 1–5

Eine Verbindung besteht aus 85,62% Kohlenstoff und 14,38% Wasserstoff. Was können Sie über die in der Kohlenwasserstoff-Verbindung vorkommenden, relativen Zahlen von Kohlenstoff- und Wasserstoffatomen sagen, wenn die relativen Atommassen von Kohlenstoff und Wasserstoff als 12,01 bzw. 1,008 gegeben sind?

Lösung

Wenn in der Verbindung gleiche Zahlen von Kohlenstoff- und Wasserstoffatomen vorhanden wären, würde das Verhältnis der Massen dieser beiden Elemente

$$\frac{n_{\text{Kohlenstoff}} \times 12,01}{n_{\text{Wasserstoff}} \times 1,008} = 11,90$$

sein. Das beobachtete Massenverhältnis von Kohlenstoff zu Wasserstoff beträgt jedoch

$$\frac{85,62}{14,38} = 5,95$$

Wir stellen fest, daß dies gerade die Hälfte des Wertes für das 1 Kohlenstoff/1 Wasserstoff-Verhältnis ausmacht. Dieses legt ein Verhältnis von 1 Kohlenstoffatom zu 2 Wasserstoffatomen nahe

$$\frac{n_{\text{Kohlenstoff}} \times 12,01}{2n_{\text{Wasserstoff}} \times 1,008} = 5,95$$

Wir können daraus den Schluß ziehen, daß immer dann gleiche Zahlen von Atomen eines jeden Elements in einer Verbindung vorhanden sind, wenn die Elemente in solchen Mengen in der Verbindung vorliegen, daß ihre Massenverhältnisse dieselben sind wie die Verhältnisse ihrer relativen Atommassen. Wir definieren jetzt einen neuen Begriff, der **Grammatommasse** oder kurz **Grammatom** genannt wird, als die Menge eines Elements, deren Masse in Gramm numerisch gleich der relativen Atommasse des Elements ist. Diese Definition ist äußerst nützlich, denn sie erlaubt es uns, mit meßbaren Mengen der Elemente zu arbeiten, wobei wir uns auch über die relative Anzahl von Atomen im klaren sind, die in der Stoffmenge vorhanden sind, mit der wir es gerade zu tun haben.

Beispiel 1–6

Wie viele Grammatome sind in (a) 45,98 g Natrium und (b) 0,0523 g Kohlenstoff enthalten?

Lösung

$$(a) 45,98 \text{ g} \times \frac{1 \text{ g-atom}}{22,99 \text{ g}} = 2,000 \text{ g-atom}$$

$$(b) 0,0523 \text{ g} \times \frac{1 \text{ g-atom}}{12,0 \text{ g}} = 4,36 \times 10^{-3} \text{ g-atom}$$

Beispiel 1–7

Wie viele Gramm sind 0,0342 g-atom Magnesium?

Lösung

$$0,0342 \text{ g-atom} \times \frac{24,31 \text{ g}}{1 \text{ g-atom}} = 8,31 \times 10^{-1} \text{ g}$$

Relative Molekülmassen

Relative Molekülmassen werden den Verbindungen nach derselben Skala wie bei den relativen Atommassen zugeordnet. Die relative Molekülmasse einer Verbindung ist gleich der Summe der relativen Atommassen der Atome in einem Molekül dieser Verbindung. So beträgt die relative Molekülmasse des Wassers das Zweifache der relativen Atommasse des Wasserstoffs plus die relative Atommasse des Sauerstoffs oder $2 \times 1,008 + 15,999 = 18,015$.

Die Chemiker haben auch für den Umgang mit Molekülen einen Begriff definiert, der der Grammatommasse entspricht. Es ist dies die **Grammolekülmasse** oder, kürzer, das **Mol**. Ein Mol eines Stoffes ist die Menge in Gramm, die numerisch gleich seiner relativen Molekülmasse ist. So ist z. B. ein Mol Wasser gleich 18,015 g Wasser und ein Mol Kohlendioxid gleich 44,01 g dieser Substanz.

Beispiel 1–8

Wie viele Mole des Stoffes sind (a) 0,047 g Stickstoffgas (N_2) und (b) 31,6 g KMnO_4 (Kaliumpermanganat)?

Lösung

$$(a) \text{ Mole } \text{N}_2 = 0,047 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{28,0 \text{ g}} = 1,7 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$(b) \text{ Mole } \text{KMnO}_4 = 31,6 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{158 \text{ g}} = 0,200 \text{ mol}$$

Beispiel 1–9

Wie viele Gramm sind 0,540 mol HCl?

Lösung

$$\text{Gramm HCl} = 0,540 \text{ mol} \times \frac{36,4 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 19,7 \text{ g}$$

Das Mol ist eine Einheit wie Dutzend oder Gros, die eine bestimmte Anzahl von Gegenständen bezeichnet. In diesem Sinne der Definition wird der Begriff Mol häufig benutzt, wenn von Atomen und anderen Teilchen genau so wie von Molekülen die Rede ist, was so weit geht, daß der andere Begriff, Grammatom, fast in Vergessenheit geraten ist. So ist es z. B. üblich, von 4,00 g Helium als von einem Mol Helium zu sprechen, obwohl Helium aus einzelnen Atomen besteht. Die Chemiker können diese Einheit benutzen, ohne zu wissen, wie viele Moleküle in einem Mol

enthalten sind. Der wichtigste Gesichtspunkt beim Mol ist der, *daß eine Gramm-molekülmasse (ein Mol) irgendeiner Verbindung oder irgendeines Elements dieselbe Zahl von Molekülen oder Atomen enthält wie ein Mol irgendeiner anderen Verbindung oder irgendeines anderen Elements.*

Wir wissen heute, daß ein Mol von Molekülen aus $6,0222 \times 10^{23}$ Molekülen besteht. Diese Zahl wird **Loschmidtsche** oder **Avogadrosche Zahl**, N , genannt. Es gibt verschiedene Methoden zur Bestimmung des Wertes von N , aber diese brauchen uns zu diesem Zeitpunkt nicht zu kümmern. Was wichtig ist, ist, daß ein Mol einer Substanz gleich der Loschmidtschen Zahl von Molekülen dieser Substanz ist. Der Wert von N wird jedoch bei vielen Berechnungen in der Chemie nicht benötigt.

Beispiel 1–10

Wie viele Zuckermoleküle sind in 22,3 g Zucker enthalten? Die relative Molekülmasse von Zucker beträgt 342,3

Lösung

Masse eines Mols = 342,3 g

$$\text{Anzahl der Mole in 22,3 g} = \frac{22,3 \text{ g}}{342,3 \text{ g mol}^{-1}} = 0,0652 \text{ mol}$$

Beispiel 1–11

Welche Masse besitzen 0,221 mol Wasser? Die molare Masse oder Molmasse des Wassers ist gleich $18,02 \text{ g mol}^{-1}$.

Lösung

Masse eines Mols = 18,02 g

$$\text{Masse von 0,221 mol} = 0,221 \text{ mol} \times 18,02 \text{ g mol}^{-1} = 3,98 \text{ g}$$

Einfachste Formeln und Molekülformeln

Häufig ist nur ein einfaches Experiment erforderlich, um die Zusammensetzung einer reinen Substanz zu bestimmen und aus dieser Information die relativen Zahlen der Atome der verschiedenen Elemente in dieser Substanz zu berechnen. Die relativen Zahlen der Atome in der Substanz werden durch die **einfachste Formel** angegeben. Diese einfachste Formel sollte nicht mit der **Molekülformel** verwechselt werden, die die absolute Anzahl von Atomen einer bestimmten Art in jedem Molekül der Substanz angibt. Z. B. lautet die Molekülformel einer bestimmten Kohlenwasserstoff-Verbindung C_6H_6 . Die einfachste Formel für diese Verbindung ist jedoch C_1H_1 , die die relative Zahl einer jeden Atomart angibt.

Beispiel 1–12

Die Elementaranalyse einer Substanz ergibt, daß sie aus 87,42% Stickstoff und 12,58% Wasserstoff besteht. Andere Untersuchungen lassen erkennen,

daß ihre relative Molekülmasse 32,04 ist. Wie sehen die einfachste Formel und die Molekülformel dieser Verbindung aus?

Lösung

Da uns die Zusammensetzung in Massenprozent gegeben ist, können wir irgendeine bestimmte Stoffmenge nach unserem Belieben annehmen. Es ist praktisch, von 100 g der Substanz auszugehen, da 12,58% von dieser Masse gleich 12,58 g Wasserstoff und 87,42% der Gesamtmasse gleich 87,42 g Stickstoff sind. Wir wissen, daß in jedem Grammatom einer beliebigen Substanz gleiche Zahlen von Atomen enthalten sind. Sobald wir also die Anzahl von Grammatomen von Stickstoff und Wasserstoff in unserer Probe kennen, werden wir auch die relativen Zahlen beider Atomarten kennen.

$$87,42 \text{ g} \times \frac{1 \text{ g-atom Stickstoff}}{14,00 \text{ g}} = 6,244 \text{ g-atom Stickstoff}$$

$$12,58 \text{ g} \times \frac{1 \text{ g-atom Wasserstoff}}{1,008 \text{ g}} = 12,48 \text{ g-atom Wasserstoff}$$

$$\frac{12,48 \text{ g-atom Wasserstoff}}{6,244 \text{ g-atom Stickstoff}} = \frac{2}{1}$$

Infolgedessen lautet die einfachste Formel NH_2 . Wenn dies auch die Molekülformel wäre, würde die relative Molekülmasse gleich 16,02 sein. Die experimentell bestimmte relative Molekülmasse ist aber doppelt so groß, also muß die Molekülformel N_2H_4 lauten.

Beispiel 1-13

Berechnen Sie die einfachste Formel einer Verbindung, die sich aus 40,28% Kalium (K), 26,78% Chrom (Cr) und 32,94% Sauerstoff zusammensetzt.

Lösung

Berechnen Sie die Anzahl der Grammatome eines jeden Elements unter Annahme einer Probe von 100 g.

$$40,28 \text{ g K} \times \frac{1 \text{ g-atom K}}{39,10 \text{ g K}} = 1,030 \text{ g-atom K}$$

$$26,78 \text{ g Cr} \times \frac{1 \text{ g-atom Cr}}{52,00 \text{ g Cr}} = 0,515 \text{ g-atom Cr}$$

$$32,94 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ g-atom O}}{15,99 \text{ g O}} = 2,060 \text{ g-atom O}$$

Um die relative Zahl von Grammatomen eines jeden in der Probe enthaltenen Elements zu bestimmen, dividieren wir jetzt jeden Wert durch die kleinste Zahl der vorhandenen Grammatome

$$\frac{1,030 \text{ g-atom K}}{0,515 \text{ g-atom Cr}} = \frac{2,00 \text{ g-atom K}}{\text{g-atom Cr}}$$

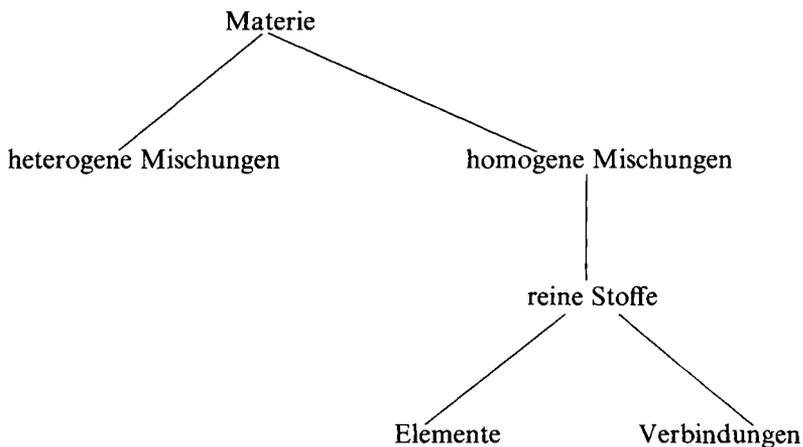
$$\frac{2,060 \text{ g-atom O}}{0,515 \text{ g-atom Cr}} = \frac{4,00 \text{ g-atom O}}{\text{g-atom Cr}}$$

Daraus können wir schließen, daß die einfachste Formel K_2CrO_4 sein muß.

Es ist nicht möglich, die Molekülformel einer Verbindung allein aus der prozentualen Zusammensetzung der Verbindung zu bestimmen. Irgendeine zusätzliche Information, gewöhnlich die relative Molekülmasse, ist dazu erforderlich. Die relative Molekülmasse kann auf verschiedene Weise gemessen werden. Einige der Methoden dafür werden in späteren Kapiteln diskutiert werden.

1–9 Zusammenfassung

1. Die Materie des Universums wird auf folgende Weise klassifiziert:



2. Verbindungen besitzen eine konstante chemische Zusammensetzung. Dies wird durch die Daltonsche Atomtheorie erklärt, die besagt:

- (a) Alle Atome eines jeden Elements sind einander völlig gleich. Insbesondere besitzen sie dieselbe Masse. Atome verschiedener Elemente besitzen verschiedene Massen.
- (b) Verbindungen entstehen durch den Zusammenschluß von Atomen in einfachen Verhältnissen.

3. Die Atomtheorie führt zu der Vorstellung von einem definierten Aufbau der Moleküle. Unter Verwendung einfacher Molekülmodelle können Moleküle beschrieben und Voraussagen darüber gemacht werden, welche Arten von Molekülen existieren könnten.

4. Die Massen von Molekülen werden mit Hilfe der relativen Atommassen aus-

gedrückt. Ein Mol eines Stoffes ist die Masse in Gramm, deren Zahlenwert gleich seiner relativen Molekülmasse ist.

5. Die einfachste Formel und die Molekülformel einer Substanz sind nicht immer dasselbe. Die einfachste Formel für eine Verbindung (empirische Formel) kann aus der prozentualen Zusammensetzung des Stoffes berechnet werden. Um die Molekülformel zu bestimmen, ist eine zusätzliche Information erforderlich, die üblicherweise durch die relative Molekülmasse der Verbindung gegeben wird.

1–10 Nachwort: Die Bedeutung der Molekülstruktur

Es gibt eine Reihe von Gründen für die Annahme, daß eine Probe eines reinen Stoffes aus vielen Molekülen besteht, von denen jedes dieselbe atomare Struktur besitzt. Welchen Wert hat nun dieses Modell für uns? Wir könnten doch z. B. das Gesetz von der konstanten Zusammensetzung auch aufstellen, ohne uns auf Moleküle zu beziehen.

Der Wert dieser Modellvorstellung beruht auf der Art, wie die Naturwissenschaftler die Molekültheorie bei ihren Überlegungen anwenden. Ein Vergleich der Eigenschaften verschiedener Stoffe läßt sich besonders leicht anhand der Molekülstrukturen diskutieren. Wenn wir über das Verhalten von flüssigem Wasser nachdenken und überlegen, warum es eine Flüssigkeit und kein Dampf oder Festkörper ist, dann machen wir uns Gedanken über die Art und Weise, in der individuelle Wassermoleküle mit benachbarten Wassermolekülen in Wechselwirkung treten (Abschnitt 8–7). Das Bild, das wir uns vorstellen, betont die Eigenschaften der O—H-Bindungen. Durch Vergleich sollten wir dann in der Lage sein, einige Voraussagen über andere Moleküle zu machen, die ebenfalls O—H-Bindungen enthalten. So besitzt z. B. Methylalkohol (CH_3OH) Eigenschaften, die denen des Wassers ähneln.

Viele der Überlegungen in der Chemie beruhen auf komplexen Analogien, und diese Analogien beruhen gewöhnlich auf Vergleichen der Strukturformeln von Molekülen. Die Art, in der die Stränge der DNS, die grundlegende genetische Substanz von Lebewesen, aneinander gebunden sind (Abschnitt 1–7), steht in enger Beziehung zu der Art, in der Moleküle des flüssigen Wassers aneinander gebunden sind. Chemische Formeln sind Symbole, und somit gebraucht ein Chemiker, der über seine Arbeit Überlegungen anstellt, indem er über chemische Formeln nachdenkt, einen Gedankenprozeß, der symbolische Logik genannt wird. Das Symbol, das beim Nachdenken über Wasser verwendet wird, gibt uns ein fertiges System in die Hand, mit dessen Hilfe wir Überlegungen über die kompliziertesten Materialien anstellen können, die an der Chemie der Lebewesen beteiligt sind.

Der Studienanfänger muß auf Treu und Glauben der Versicherung trauen, daß die Vorstellungen über Wasser, die in der Sprache des Chemikers formuliert sind, sich bei der Formulierung von Vorstellungen über viele andere Substanzen als äußerst lohnend erweisen werden. Es gibt keine Möglichkeit, das reale Wachstumspoten-

tial für das Denksystem in einem Kapitel oder selbst in einem Buch zu veranschaulichen. Jedoch sind wir der Ansicht, daß das gesamte Potential für die Formulierung von Gedanken in der symbolischen Sprache der Chemie wahrscheinlich unerschöpflich ist, wie es bei anderen Ausdrucksformen wie z. B. natürlichen Sprachen, Mathematik, Musik und Malerei auch der Fall ist.

Neue Begriffe

Atom: Das kleinste, chemisch nicht mehr teilbare Teilchen eines Elements.

Bindungslänge: Der Abstand zwischen den Mittelpunkten zweier aneinander gebundener Atome.

Destillation: Der Prozeß des langsamen Siedens einer Flüssigkeit und der Kondensation des abgegebenen Dampfes; eine Technik zur Trennung von homogenen Mischungen.

Dichte: Die Masse eines Körpers dividiert durch sein Volumen oder die Masse pro Volumeneinheit.

Einfachste (empirische) Formel: Die Formel, die die relative Zahl der Atome der verschiedenen Elemente in einer Substanz angibt.

Element: Die chemische Grundeinheit der Materie. Alle chemischen Substanzen setzen sich aus Atomen der Elemente zusammen.

Elementaranalyse: Der Prozeß der Zerlegung eines chemischen Stoffes in seine Elemente und der Bestimmung ihrer relativen Mengen.

Erhaltung der Masse: Das Prinzip, daß sich die Gesamtmasse eines jeden an einer chemischen Reaktion teilnehmenden Elements bei der Reaktion nicht verändert.

Grammatommasse (Grammatom): Die Menge eines Elements, deren Masse gleich seiner relativen Atommasse in Gramm ist.

Heterogene Mischung: Eine nicht gleichförmige Mischung mit verschiedenen Phasen; gewöhnlich mit mechanischen Mitteln zu trennen.

Homogene Mischung: Eine gleichförmige, einphasige Mischung, die gewöhnlich durch irgendwelche physikalischen Änderungen (z. B. durch Destillation) getrennt werden kann.

Konstante chemische Zusammensetzung: Die Eigenschaft, die einen reinen Stoff charakterisiert. Eine Substanz besitzt eine konstante chemische Zusammensetzung, wenn sich in ihr die relativen Mengen (Massen) aller in ihr vorhandener Elemente nicht ändern.

Loschmidtsche (Avogadrosche) Zahl (N): Die Anzahl von Molekülen in einem Mol, $6,0222 \times 10^{23}$.

Mol (Grammolekülmasse): Die Menge einer Substanz, deren Masse gleich ihrer relativen Molekülmasse in Gramm ist. Die Loschmidtsche Zahl von Teilchen.

Molekül: Die kleinste Einheit eines reinen Stoffes. Moleküle setzen sich aus Atomen zusammen, die in bestimmter Weise miteinander zusammenhängen.

Molekülformel: Die Formel, die die tatsächliche Anzahl der Atome eines jeden Elements in einem Molekül eines Stoffes angibt.

Relative Atommasse: Die relative Masse der Atome der Elemente; heute bezogen