

ROSENMUND-VOGT

GRUNDZÜGE DER
PHARMAZEUTISCHEN UND MEDIZINISCHEN
CHEMIE

4. AUFLAGE

VERLAG VON THEODOR STEINKOPFF
DRESDEN UND LEIPZIG

**GRUNDZÜGE DER
PHARMAZEUTISCHEN UND MEDIZINISCHEN
CHEMIE**

von

PROF. DR. KARL W. ROSENMUND
chem. Direktor des Pharmazeutischen Instituts der Universität Kiel

und

PROF. DR. HANS VOGT
Pharmazeut. chem. Institut der Technischen Hochschule Karlsruhe

4., neubearbeitete und erweiterte Auflage

Mit 14 Abbildungen



**VERLAG VON THEODOR STEINKOPFF
DRESDEN UND LEIPZIG**

1960

Alle Rechte, auch die des auszugsweisen Nachdruckes, der photomechanischen Wiedergabe
und insbesondere das der Übersetzung vorbehalten

Copyright 1960 by Theodor Steinkopff, Dresden und Leipzig

Printed in Germany · Lizenznummer 283 · 360/20/60

Buchdruckerei Richard Hahn (H. Otto), Leipzig O 5 (III/18/12)

Vorwort

In dem vorliegenden Buch, das nunmehr in der 4. Auflage erscheint, konnten — dank der umsichtigen Planung des Verlages — die bisher getrennt herausgegebenen Teile „Allgemeine und anorganische Chemie“ (I) sowie „Organische Chemie“ (II) der „Grundzüge der pharmazeutischen und medizinischen Chemie“ erstmals in einem Band zusammengefaßt werden¹⁾.

Der Aufbau des Buches ist gegenüber den früheren Auflagen nicht grundsätzlich verändert worden, doch haben die fortschreitende Entwicklung der Chemie und die Einführung neuer Arzneimittel vielfache Ergänzungen und Neuaufnahmen notwendig gemacht. Im Abschnitt „Allgemeine Chemie“ sind neben die Ausführungen über natürliche und künstliche Radioaktivität, die Isotopen und die Elementumwandlungen weitere Angaben über den Atombau und das Periodensystem der Elemente getreten. Neu gefaßt wurden die Kapitel über Viskosität, Oberflächenspannung, Emulsionen und Emulgatoren. Hierbei sowie in allen übrigen Abschnitten des Buches wurden die Angaben des 3. Nachtrages zum DAB. 6 — soweit es für den Rahmen dieses Buches angezeigt erschien — berücksichtigt, z. B. im Abschnitt „Spezielle anorganische Chemie“ bei den Kapiteln über destilliertes Wasser, über pyrogene Stoffe, über Ionenaustauscher, Grenzwertbestimmungen bei der Prüfung der Arzneimittel usw. Im Hinblick auf die kürzlich erschienenen Richtsätze für die Nomenklatur der anorganischen Chemie wurden die Namen der chemischen Verbindungen den Vorschlägen dieser Richtsätze angepaßt, davon abweichende, bisher gebräuchliche Bezeichnungen jedoch unter Beifügung in Klammern z. T. beibehalten.

Besondere Erweiterungen wurden im Abschnitt „Organische Chemie“ notwendig. Ein Kapitel über Reaktionsmechanismen ist neu hinzugekommen, zahlreiche neue Arzneimittel aus den Gebieten der Barbiturate, der Sulfonamide und der Antibiotika u. a. wurden in den bestehenden „chemischen Rahmen“ eingefügt, die Ausführungen über Alkaloide und Nucleinverbindungen ergänzt. Auch die Synthese der Arzneimittel konnte durch weitere Beiträge stärker als in den früheren Auflagen berücksichtigt werden. — Die bisherige Konzeption des Buches, Angaben über die physiologische und pharmakologische Bedeutung sowie über die therapeutische Verwendung der Arzneistoffe zu bringen, die für den Studierenden der Pharmazie und der Medizin gleichermaßen von Interesse sind, wurde beibehalten. Diese Angaben vermögen die Benutzung entsprechender physiologischer und pharmakologischer Lehrbücher nicht zu ersetzen, sollen aber dazu bei-

¹⁾ Die 1. und 2. Auflage erschienen 1947 und 1948 in der Wolfenbütteler Verlagsanstalt GmbH, die 1. Auflage (Teil II) 1953 und die 3. Auflage (Teil I) 1956 im Verlag Theodor Steinkopff, Dresden und Leipzig.

tragen, die Verbindungen zwischen der Vorstellungswelt der Chemie und der Medizin, die auf dem behandelten Gebiet sowohl für Pharmazeuten wie für Mediziner wichtig sind, auszubauen und zu festigen.

Wiederum ist eine Anzahl Arzneimittel aufgeführt worden, bei deren Nennung es nicht zu umgehen war, als Warenzeichen gebräuchliche Namen heranzuziehen, da die chemischen Bezeichnungen teilweise so kompliziert sind, daß ihre fortlaufende Verwendung im Text unangebracht erscheint. Die Auswahl ist bei Nennung dieser Arzneimittel mehr oder weniger willkürlich erfolgt und soll kein Werturteil gegenüber anderen nicht erwähnten Präparaten darstellen, zumal für viele Indikationen eine ganze Reihe verschiedener, untereinander gleichwertiger Mittel zur Verfügung stehen, die nicht alle aufgeführt werden konnten.

Für die Benutzer des Buches in der Deutschen Demokratischen Republik sind — soweit bekannt — außer den hier üblichen Bezeichnungen auch die dort gebräuchlichen berücksichtigt worden.

Kiel und Karlsruhe, im Herbst 1960

K. W. Rosenmund

Hans Vogt

Inhalt

	Seite
Vorwort	V
Anorganische Chemie	
I. Allgemeine Chemie	
1. Gesetz von der Erhaltung des Stoffes und der Energie	1
2. Arten der Stoffe, Elemente, Verbindungen	2
3. Atome und Moleküle	2
4. Atom- und Molekulargewicht	3
5. Verbindungsbildung. Gesetz der konstanten und multiplen Proportionen .	3
6. Chemische Formeln und Gleichungen	4
7. Das Periodensystem der Elemente (I)	5
8. Bau der Atome	6
9. <i>Bohrsches</i> Modell des Wasserstoffatoms	8
10. Die Elektronenhülle und ihr Einfluß auf den chemischen Vorgang. Wertigkeit	9
11. Atombau und Periodensystem der Elemente (II)	15
12. Die natürliche Radioaktivität	17
13. Verschiebungsgesetz, Isotope	18
14. Künstliche Radioaktivität, Elementumwandlung, Atomzertrümmerung . .	19
15. Verwendung von natürlichen und künstlichen Isotopen als Indikatoren bei physiologischen Untersuchungen und zu Heilzwecken	21
16. Transurane	22
17. Oxydation und Reduktion	22
18. Die Formarten der Stoffe	23
a) Der Gaszustand	23
<i>Boyle-Mariottesches</i> Gesetz 24 — Gesetz von <i>Gay-Lussac</i> 24 — Absolute Temperatur, allgemeine Gaskonstante 25 — <i>Avogadrosche</i> Regel und <i>Loschmidtsche</i> Zahl 25 — Molekulargewichtsbestimmung gasförmiger Substanzen 25	
b) Der flüssige Zustand	27
Verdampfung, Verdampfungs- und Kondensationswärme 27 — Schmelz- und Erstarrungswärme 27 — Innere Reibung, Viskosität, Oberflächenspannung, Emulsionen, Emulgatoren 28	
c) Der feste Zustand	32
Kristallbau, Raumgitter, Atomgitter, Molekülgitter 33	
19. Eigenschaften der Lösungen. Die osmotischen Gesetze	34
20. Molekulargewichtsbestimmung durch Ermittlung der Siedepunkterhöhung und Gefrierpunktserniedrigung	35
21. Elektrolytische Dissoziation	36
22. Säuren, Basen, Salze	37

	Seite
23. Äquivalentgewicht, Normallösungen	38
24. Massenwirkungsgesetz und chemisches Gleichgewicht	40
25. Löslichkeitsprodukt	42
26. Wasserstoffionenkonzentration, Aktivitätskoeffizient, Glaselektrode, Farb- indikatoren	44
27. Puffergemische	45
28. Hydrolyse	46
29. Kolloide	47
Arten der kolloiden Systeme 47 — Darstellung von Kolloiden, Eigen- schaften kolloider Lösungen 48 — Arten der Kolloide; Quellung, Gallert- und Gelbildung, Thixotropie 49	
30. Adsorption	50
31. Katalyse	51
32. Elektrochemie	52
Gesetz von <i>Faraday</i> 53 — Zersetzungsspannung, Spannungsreihe, elektro- lytischer Lösungsdruck 54 — Anwendung der Elektrolyse 54 — Konzen- trationsketten 56	

II. Spezielle anorganische Chemie

A. Nichtmetalle	57
33. Wasserstoff	58
Wasserstoffisotope 60	
34. Nichtmetalle der 6. Gruppe des periodischen Systems	61
Sauerstoff 61 — Ozon 63 — Verbindungen: Wasser, destilliertes Wasser, Pyrogene, Härte des Wassers, Ionenaustauscher, Vollentsalzung von Wasser, Komplexone zur Härtebestimmung des Wassers 64 — Schweres Wasser 69 — Wasserstoffperoxid 69	
Schwefel 72 — Verbindungen des Schwefels mit Wasserstoff 75 — Sauer- stoff- und Sauerstoff-Wasserstoffverbindungen des Schwefels 77 — Halogen- verbindungen des Schwefels 84 — Physiologie und Pharmakologie des Schwefels 84	
Selen 86 — Tellur 86	
35. Nichtmetalle der 7. Gruppe des periodischen Systems	87
Fluor 87	
Chlor 88 — Chlorwasserstoff 90 — Sauerstoffhaltige Verbindungen des Chlors 91	
Brom 93 — Bromwasserstoff 94 — Sauerstoffhaltige Verbindungen des Broms 94	
Jod 95 — Jodwasserstoff 96 — Sauerstoffhaltige Verbindungen des Jods 96 — Physiologie und Pharmakologie des Jods 97	
36. Nichtmetalle der 5. Gruppe des periodischen Systems	97
Stickstoff 98 — „Kreislauf“ des Stickstoffs in der Natur, atmosphärische Luft 99 — Verbindungen von Stickstoff mit Wasserstoff: Ammoniak u. a. 101 — Sauerstoffhaltige Verbindungen des Stickstoffs 103	
Phosphor 109 — Phosphorwasserstoff 110 — Halogenverbindungen des Phosphors 110 — Sauerstoffverbindungen des Phosphors 111 — Säuren des Phosphors 111 — Physiologie und Pharmakologie des Phosphors 114	
Arsen 115 — Arsenwasserstoff 116 — Halogen- und Schwefelverbindungen des Arsens 116 — Sauerstoffhaltige Verbindungen des Arsens 117 — Phy- siologie und Pharmakologie des Arsens 118	

Seite

Antimon 119 — Antimonwasserstoff 119 — Halogen- und Schwefelverbindungen des Antimons 120 — Sauerstoffhaltige Verbindungen des Antimons 120 — Pharmakologie des Antimons 121	
37. Nichtmetalle der 4. und 3. Gruppe des periodischen Systems	121
Kohlenstoff (Diamant, Graphit und verschiedene Kohlearten) 121 ff. — Einfache Verbindungen des Kohlenstoffes 124 — Kohlenoxid 125 — Kohlendioxid 127 — Schwefel-, halogen- und stickstoffhaltige Verbindungen des Kohlenstoffes 128 ff. — Medizinische Bedeutung und Pharmakologie einiger Kohlenstoffverbindungen 129	
Silicium 130 — Siliciumwasserstoffe 130 — Siloxane, Silicone, Siliciumdioxid 131 — Kieselsäuren und Silikate 132	
Bor 133 — Wasserstoff- und Sauerstoffverbindungen des Bors 134 — Halogenverbindungen des Bors 135 — Pharmakologie der Borsäure 136	
38. Elemente der 0. Gruppe des periodischen Systems	136
Helium — Neon — Argon — Krypton — Xenon — Radon	
B. Metalle	137
39. Metalle aus der 1. Hauptgruppe des periodischen Systems	138
Lithium 139 — Natrium 139 — Kalium 144 — Physiologie und Pharmakologie der Alkalimetalle 148 — Ammoniumverbindungen 149	
40. Metalle der 1. Nebengruppe des periodischen Systems	151
Kupfer 151 — Pharmakologie und Physiologie des Kupfers 154	
Silber 155 — Pharmakologie und Physiologie des Silbers 157	
Gold 158 — Pharmakologie des Goldes 159	
41. Metalle der 2. Hauptgruppe des periodischen Systems	159
Beryllium 159	
Magnesium 160 — Physiologie und Pharmakologie des Magnesiums 162	
Calcium 162 — Pharmakologie und Physiologie des Calciums 165	
Strontium 166 — Barium 167 — Radium 168	
42. Metalle der 2. Nebengruppe des periodischen Systems	169
Zink 169 — Physiologie und Pharmakologie des Zinks 171	
Cadmium 171	
Quecksilber 172 — Pharmakologie des Quecksilbers 177	
43. Metalle der 3. Hauptgruppe des periodischen Systems	179
Aluminium 179 — Thallium 184	
44. Metalle aus der 3. Nebengruppe des periodischen Systems	185
Seltene Erden 185, Cerium, „Cerimetrie“, Neodym	
45. Metalle der 4. Hauptgruppe des periodischen Systems	186
Zinn 186	
Blei 188 — Physiologie und Pharmakologie des Bleis 190	
46. Metalle der 4. Nebengruppe des periodischen Systems	191
Titan — Zirkon — Hafnium — Thorium	
47. Metalle aus der 5. Gruppe des periodischen Systems	192
Wismut 192 — Physiologie und Pharmakologie des Wismuts 193	
Vanadin 194	
48. Metalle der 6. Nebengruppe des periodischen Systems	195
Chrom 195 — Molybdän, Wolfram 197 — Uran 199	
49. Metalle aus der 7. Nebengruppe des periodischen Systems	199
Mangan 199	

	Seite
50. Metalle der 8. Gruppe des periodischen Systems	202
Eisen 202 — Physiologie und Pharmakologie des Eisens 207	
Kobalt 208 — Nickel 209 — Platin und Platinmetalle 210	

Organische Chemie

I. Allgemeiner Teil

Einleitung	211
Erkennung der Zusammensetzung organischer Verbindungen. Isomerie, Stereoisomerie, Cis-Trans-Isomerie. Grundsätzliches über den Aufbau der Kohlenstoffverbindungen. Die wichtigsten Reaktionen der organischen Chemie. Reaktionsmechanismen. Einteilung der Kohlenstoffverbindungen .	211

II. Aliphatische Verbindungen

A. Übersicht über die wichtigsten Verbindungstypen	220
B. Spezieller Teil	226
1. Kohlenwasserstoffe	226
a) Gesättigte Kohlenwasserstoffe	226
b) Ungesättigte Kohlenwasserstoffe	228
2. Halogenverbindungen der Kohlenwasserstoffe (Alkylhalogenide)	231
3. Alkohole	234
a) Einwertige gesättigte Alkohole	234
b) Einwertige, ungesättigte Alkohole	238
c) Mehrwertige Alkohole	239
4. Äther	241
5. Thioalkohole und Thioäther	242
6. Metallorganische Verbindungen	243
7. Aldehyde	244
a) Gesättigte Aldehyde	244
b) Ungesättigte Aldehyde	247
8. Ketone	247
9. Nitroverbindungen	249
10. Amine	249
a) Monamine	251
b) Aminoalkohole	251
c) Phosphatide	252
d) Diamine	252
11. Phosphor-, Arsen- und Siliciumverbindungen	253
12. Nitrile und Isonitrile	254
13. Carbonsäuren	255
a) Einbasige Carbonsäuren, Fettsäuren	255
b) Carbonsäurederivate: Ester, Fette, Seifen, Säurechloride, Säureanhydride, Säureamide	260
c) Mehrbasige Carbonsäuren	267
14. Derivate der Carbonsäuren, entstanden durch Substitution am Kohlenwasserstoffrest	270
a) Halogensubstituierte Carbonsäuren	270
b) Hydroxycarbonsäuren	270
c) Aldehyd- und Ketocarbonsäuren	275
d) Aminocarbonsäuren und Peptide. Vom Organismus synthetisierbare Aminosäuren. Essentielle Aminosäuren	276

	Seite
15. Eiweißkörper	283
16. Kohlenhydrate	288
a) Monosaccharide	289
b) Disaccharide	295
c) Polysaccharide	297
17. Cyanverbindungen	299
18. Thiocyanverbindungen	301
19. Kohlensäurederivate	302
a) Kohlensäureester	302
b) Amide der Kohlensäure	303
Urethane, Harnstoff, Ureide, Barbitursäuren, Thiobarbitursäure, Hydantoine, Guanidin	303
c) Schwefelhaltige Derivate der Kohlensäure	307

III. Carbocyclische Verbindungen

A. Aromatische Verbindungen	308
20. Benzolkohlenwasserstoffe	310
21. Halogenverbindungen der Benzolkohlenwasserstoffe	312
22. Mononitroverbindungen	313
23. Di- und Polynitroverbindungen	314
24. Monoaminoverbindungen	314
25. Diaminoverbindungen, Phenothiazine	316
26. Diazoverbindungen	317
27. Azoverbindungen	319
28. Aromatische Sulfosäuren und Sulfonamide	321
29. Aromatische Arsen- und Antimonverbindungen	324
30. Phenole	326
a) Allgemeines	326
b) Einwertige Phenole und ihre Derivate	328
c) Zweiwertige Phenole	331
d) Dreiwertige Phenole	334
31. Chinone	335
32. Aromatisch-substituierte Alkohole	337
33. Aromatische Aldehyde	338
34. Aromatische Hydroxyaldehyde	339
35. Aromatische Ketone	340
36. Aromatische Carbonsäuren	342
a) Einbasige Carbonsäuren	343
b) Mehrbasige Carbonsäuren	343
c) Säuren mit Carboxyl in der Seitenkette	345
d) Substituierte Carbonsäuren	346
e) Aromatische Hydroxycarbonsäuren	348
f) Ungesättigte aromatische Hydroxycarbonsäuren	351
g) Depside, Flechtenstoffe und Gerbstoffe	352
37. Mehrkernige, nicht kondensierte aromatische Systeme	354
38. Kondensierte Ringsysteme: Naphthalin-, Anthracen-, Phenanthrenver- bindungen	357
B. Alicyclische Verbindungen	361
39. Alicyclische Verbindungen mit 4- und 5gliedrigen Ringen	362

	Seite
40. Alicyclische Verbindungen mit 6gliedrigen Ringen (Hydroaromatische Verbindungen)	362
a) Cyclohexan und Derivate	362
b) Terpene und Terpenkörper, Allgemeines, ätherische Öle	364
c) Monocyclische Terpenkörper	367
d) Bicyclische Terpene und Terpenkörper (Campher und campherähnliche Verbindungen)	368
 IV. Heterocyclische Verbindungen 	
41. Fünfgliedrige, heterocyclische Ringe, Furan, Thiophen, Pyrrol, Blut- und Gallenfarbstoffe, Chlorophyll	371
42. Kondensierte Systeme mit fünfgliedrigen Heterocyclen	375
43. Fünfgliedrige Ringsysteme mit mehreren Heteroatomen	377
44. Sechsgliedrige heterocyclische Ringe	379
45. Kondensierte Systeme mit sechsgliedrigen Heterocyclen	382
46. Sechsgliedrige Ringsysteme mit mehreren Heteroatomen	386
47. Puringruppe	387
48. Nucleinverbindungen, Ribonucleinsäuren, Viren	390
49. Alkaloide	391
a) Alkaloide der Phenylalkylaminreihe	392
b) Alkaloide der Pyridin- und Piperidinreihe	393
c) Alkaloide der Tropanreihe (Solanaceen- und Cocaalkaloide)	394
d) Alkaloide des Granatwurzelsbaumes	397
e) Alkaloide der Chinolinreihe	397
f) Alkaloide der Isochinolinreihe	398
g) Alkaloide der Phenanthrenreihe	401
h) Weitere Alkaloide	404
 V. Naturstoffe verschiedenartiger Konstitution 	
50. Glykoside	408
51. Sterine	410
52. Gallensäuren, Saponine	412
53. Polyene und deren Abkömmlinge	412
54. Kautschuk	413
55. Antibiotica	414
56. Vitamine, Antivitamine, Hormone, Enzyme	418
Sachregister	439
Atomgewichte der Elemente	467
Periodensystem der Elemente	468

Anorganische Chemie

I. Allgemeine Chemie

1. Gesetz von der Erhaltung des Stoffes und der Energie

Die Wirkung der Umwelt geht aus von Materie und Energie. Beide sind unzerstörbar. Das bedeutet, daß bei allen chemischen Vorgängen, auch bei solchen, bei denen Stoffarten völlig verändert werden, z. B. bei der Vereinigung von Jod und Silber zu Jodsilber oder bei der Zerlegung des Wassers in Wasserstoff und Sauerstoff, die Masse der beteiligten Stoffe unverändert bleibt. Das Gewicht der Endprodukte ist also stets gleich dem Gewicht der Ausgangsstoffe. Aus diesen Beobachtungen ist das **Gesetz von der Erhaltung des Stoffes** abgeleitet (*Lavoisier* 1785). Scheinbare Abweichungen hiervon sind gelegentlich bemerkt worden, doch handelt es sich dann um fehlerhafte Beobachtung. So verschwindet ein Stück Schwefel, wenn es verbrennt, jedoch findet sich der gesamte Schwefel in umgewandelter Form in den Verbrennungsgasen. Würden diese verlustlos gesammelt, so gelänge es dem Chemiker, den verschwundenen Schwefel aus diesen in unveränderter Menge zurückzugewinnen.

Ebenso haben eingehende Untersuchungen nachgewiesen, daß die Menge von Energie, welche in einem geschlossenen System vorhanden ist, unverändert bleibt, auch wenn vorhandene Energiearten sich ineinander umwandeln, so z. B. wenn aus chemischer Energie Wärme, aus elektrischer Energie Licht und Wärme wird. Hieraus ist das **Gesetz von der Erhaltung der Energie** abgeleitet (*J. R. Mayer* 1842, *H. v. Helmholtz* 1847).

Die beiden Gesetze von der Erhaltung der Energie und der Erhaltung der Materie bildeten mehr als ein Jahrhundert hindurch die Grundlage unserer Naturanschauung, und sie sind auch heute noch maßgebend für alle Vorgänge des täglichen Lebens. Allerdings weiß man heute, seitdem der Dualismus Energie-Materie durch *Einstein* aufgehoben ist, daß Masse in Energie umgewandelt werden kann und daß Energie sich zu Masse zu materialisieren vermag. Wenn also Masse verschwindet, so wird eine entsprechende Menge Energie gebildet, und umgekehrt kann Masse auf Kosten von Energie entstehen. Die diesbezüglichen Beziehungen werden durch die **Masse-Energie-Äquivalenzgleichung** $m = E/c^2$ zum Ausdruck gebracht (*Einsteinsche* Gleichung), wobei m die Masse (in Gramm), E die Energie (in Erg) und c die Lichtgeschwindigkeit (in Zentimetern) bedeutet.

Diese prinzipiellen Feststellungen lassen Energie und Materie als Formen erscheinen, die gleichen Ursprungs sind, so daß die beiden erwähnten Grund-

gesetze in ein einziges übergehen: **Die Summe von Energie und Materie in einem geschlossenen System ist unveränderlich.**

Umwandlungen von Materie in Energie lassen sich allerdings nur unter den extremen Bedingungen, wie sie im Kosmos herrschen bzw. auf Erden bei der Atomumwandlung gegeben sind (s. S. 8), feststellen. Im normalen Geschehen sind die Effekte so geringfügig, daß sie sich dem Nachweis mit den üblichen Mitteln entziehen. Man kann also bei den vom Chemiker durchgeführten Reaktionen die Gesetze über Erhaltung der Energie und Materie als gültig betrachten.

2. Arten der Stoffe, Elemente, Verbindungen

Wir unterscheiden **einheitliche Stoffe**, die nur aus einer einzigen Stoffart bestehen und die in allen Teilen gleiche Zusammensetzung haben, und **Gemenge**, die aus verschiedenen Stoffarten aufgebaut sind und deren Bestandteile sich häufig mit bloßem Auge oder unter dem Mikroskop nebeneinander erkennen lassen, wie z. B. bei Granit, Pulvermischungen, Emulsionen.

Einheitliche Stoffe können entweder einfach oder zusammengesetzt sein. Zu letzterer Art von Stoffen gehören z. B. das Quecksilberoxid und das Wasser. Ersteres läßt sich durch mäßiges Erhitzen in metallisches Quecksilber und gasförmigen Sauerstoff, Wasser durch den elektrischen Strom in Wasserstoff und Sauerstoff zerlegen. Damit ist erwiesen, daß Quecksilberoxid und Wasser zusammengesetzte Stoffe sind. Dagegen gelingt es nicht, mit den üblichen Methoden der Chemie oder Physik Sauerstoff, Wasserstoff oder Quecksilber selbst zu zerlegen. Wir müssen daher annehmen, daß es sich bei diesen um einfache, nicht zusammengesetzte Stoffe handelt. Man nennt sie **Elemente**. Zu diesen gehören u. a. Eisen, Gold, Silber, Schwefel. Im ganzen sind zur Zeit 102 bzw. 103 Elemente bekannt.

Jedem Element hat man neben seinem Namen noch ein Symbol zuerteilt, das meist den Anfangsbuchstaben seines lateinischen Namens entnommen ist, z. B. Gold = Au (lateinisch Aurum), Quecksilber = Hg (Hydrargyrum), Eisen = Fe (Ferrum), Wasserstoff = H (Hydrogenium), Sauerstoff = O (Oxygenium), Schwefel = S (Sulfur), und benutzt diese Zeichen, wenn man chemische Vorgänge zwischen Elementen oder die Zusammensetzung chemischer Verbindungen exakt wiedergeben will, z. B. HgO = Quecksilberoxid, FeS = Eisensulfid.

Die Elemente zeigen ein mehr oder weniger ausgeprägtes Bestreben, sich wechselseitig, paarweise oder zu mehreren, miteinander zu vereinigen. Auf diese Weise entsteht die praktisch unbegrenzte Zahl der Verbindungen. Da nach dem Gesetz von der Erhaltung der Materie sich die Masse der reagierenden Stoffe nicht verändert, ist das Gewicht einer Verbindung gleich dem Gewicht der Summe aller an ihrer Zusammensetzung beteiligten Bestandteile.

3. Atome und Moleküle

Alle Materie ist aufgebaut aus kleinsten Teilchen, und zwar aus solchen, die sich chemisch nicht weiter zerlegen lassen, das sind die **Atome**, oder solchen, die als kleinste Teilchen chemischer Verbindungen abermals zerlegbar sind, das sind die **Moleküle**. Ein Atom ist demnach das kleinste

existierbare Teilchen eines nicht zusammengesetzten Stoffes (Element). Ein Molekül ist das kleinste existierbare Teilchen eines zusammengesetzten Stoffes (Verbindung), es besteht daher aus mindestens zwei Atomen. Alle Atome desselben Elementes, sofern es sich um ein Reinelement handelt, sind gleich, Atome verschiedener Elemente sind verschieden geartet. Ebenso sind die Moleküle, aus denen eine Verbindung besteht, alle einander gleich, die Moleküle verschiedener Verbindungen aber ungleich.

4. Atom- und Molekulargewicht

Das Gewicht eines Moleküls setzt sich additiv zusammen aus den Gewichten der in ihm enthaltenen Atome. Als Beispiel hierfür entnehmen wir der Atomgewichtstabelle (s. S. 467), daß das Atomgewicht des Kohlenstoffs 12, das des Sauerstoffs 16 ist, mithin beträgt das Molekulargewicht des Kohlenmonoxids, das aus einem Atom Kohlenstoff und einem Atom Sauerstoff besteht, 28 ($12 + 16$), das des Schwefeldioxids, das aus einem Atom Schwefel und zwei Atomen Sauerstoff zusammengesetzt ist, 64 ($32 + 2 \text{ mal } 16$). Die in der Atomgewichtstabelle aufgeführten Zahlen entsprechen allerdings nicht den wirklichen Gewichten der Atome, sondern es sind relative Zahlen, die auf das Sauerstoffatom als Vergleichselement bezogen sind und angeben, in welchem Verhältnis das Gewicht des betreffenden Atoms zu dem des Sauerstoffes steht, wenn man diesem das Atomgewicht 16 zuerteilt.

Ursprünglich hatte man als Grundlage für das Atomgewicht das Atom des Wasserstoffes als des leichtesten Elementes gewählt und diesem willkürlich das Atomgewicht 1 zuerteilt. Man bestimmte dann auf experimentellem Wege, wieviel schwerer als Wasserstoff die einzelnen Elemente waren, und fand z. B., daß Sauerstoff 15,9mal, Schwefel 31,8mal schwerer ist. Aus praktischen Gründen wählte man später den Sauerstoff als Bezugsselement und rundete sein Atomgewicht auf 16 ab. Dadurch erhöhten sich die Atomgewichte der übrigen Elemente entsprechend; so hat Wasserstoff jetzt das Atomgewicht 1,008, Schwefel 32,06.

5. Verbindungsbildung. Gesetz der konstanten und multiplen Proportionen

Wie bereits ausgeführt, haben die Elemente die Fähigkeit, sich mit anderen Elementen zu vereinigen, wobei neue Stoffarten, die Verbindungen, entstehen; nur die Edelgase machen eine Ausnahme. Die Fähigkeit zur Verbindungsbildung ist jedoch nicht bei allen Elementen gleich stark ausgeprägt. So vereinigt sich Wasserstoff mit Chlor im Sonnenlicht bei gewöhnlicher Temperatur unter explosionsartigen Erscheinungen zu Chlorwasserstoff, während die Vereinigung von Jod und Wasserstoff unter ähnlichen Bedingungen sehr langsam und unvollkommen erfolgt. Schwefel und Eisen bilden beim Zusammenschmelzen unter Aufglühen Eisensulfid, Platin und Schwefel reagieren hierbei nicht. Man sagt, Chlor besitzt eine große Affinität zum Wasserstoff, Jod eine wesentlich kleinere. Entsprechend ist die Affinität des Schwefels zum Eisen größer als die zum Platin.

Wenn zwei Elemente sich miteinander vereinigen, so geschieht dies nicht in beliebigen, sondern ganz bestimmten Gewichtsverhältnissen. Diese Ge-

wichtsverhältnisse werden durch die Atomgewichte der beteiligten Elemente bestimmt. Dies soll an einem Beispiel erläutert werden. Die Verbindung Chlorwasserstoff enthält im Molekül ein Atom Chlor und ein Atom Wasserstoff, in ihr kommen auf 35,5 Gewichtsteile Chlor 1 Gewichtsteil Wasserstoff¹⁾, das Gewichtsverhältnis der Komponenten Chlor und Wasserstoff zueinander ist also 35,5:1, dem entspricht auch, wie aus der Atomgewichtstabelle zu entnehmen ist, das Verhältnis der betreffenden Atomgewichte. Dieses Verhältnis ist unveränderlich, auch dann, wenn die Chlorwasserstoffbildung bei Gegenwart eines Überschusses eines der beiden Elemente vor sich geht, da dieser Überschuß sich nicht an der Reaktion beteiligt und unverändert übrigbleibt. Somit finden wir überall, wo Chlorwasserstoff auf seine Zusammensetzung geprüft wird, das gleiche Verhältnis der Komponenten wieder. Entsprechende Feststellungen macht man, wenn andere chemische Verbindungen, etwa Silberjodid oder Wasser, untersucht werden. Immer wird das gleiche Mengenverhältnis der Komponenten gefunden. Diese Tatsachen führten *I. L. Proust* zur Aufstellung des Gesetzes: **Das Mengenverhältnis der Bestandteile einer Verbindung ist konstant (Gesetz der konstanten Proportionen).**

Wenn ein Element mit einem zweiten mehrere Verbindungen bildet, so stehen die Anteile des zweiten Elements in den verschiedenen Verbindungen, die mit der Gewichtseinheit des ersten Elements verbunden sind, in einem einfachen Zahlenverhältnis (**Gesetz der ganzzahligen [multiplen] Proportionen**). Beispiel:

Das Kohlenmonoxid enthält 57,14% Sauerstoff und
42,86% Kohlenstoff, (1)

Kohlendioxid enthält 72,73% Sauerstoff und
27,27% Kohlenstoff. (2)

In Fall 1 kommen auf ein Teil Kohlenstoff 1,33 Teile Sauerstoff, in Fall 2 kommen auf 1 Teil Kohlenstoff 2,66 Teile Sauerstoff. Das Gewichtsverhältnis des Sauerstoffes der beiden Verbindungen zueinander ist 1:2.

6. Chemische Formeln und Gleichungen

Sowohl chemische Vorgänge als auch die Zusammensetzung chemischer Verbindungen lassen sich übersichtlich darstellen, wenn man für die Elemente ihre Symbole verwendet (s. S. 2) und durch ein Zahlensuffix erkennbar macht, wieviele Atome eines Elementes sich zur Molekülbildung vereinigt haben²⁾. Chlorwasserstoff, der aus einem Atom Chlor und einem Atom Wasserstoff entstanden ist, hat die Formel HCl, das Eisenmonosulfid die Formel FeS und das Eisendisulfid die Formel FeS₂, während die Formel des Wassers H₂O erkennen läßt, daß zur Bildung eines Wassermoleküls 2 Atome Wasserstoff und ein Atom Sauerstoff notwendig sind. So kann

¹⁾ Die Zahlen sind abgerundet.

²⁾ Bei Einzelatomen wird das Suffix fortgelassen.

z. B. die Bildung der beiden Eisensulfide durch folgende Gleichungen dargestellt werden:



Obige Schreibweise drückt nicht nur die qualitativen Vorgänge, sondern auch die quantitativen Verhältnisse aus. Denn jedes Symbol bedeutet nicht nur ein Atom, sondern auch die seinem Atomgewicht entsprechende Gewichtsmenge. Wird die Gewichtsmenge in Gramm ausgedrückt, so spricht man von **Grammatom**. Ebenso bedeutet das bei der Reaktion entstandene Molekül in der Formel eine dem Molekulargewicht entsprechende Gewichtsmenge in Gramm der betreffenden Verbindung. Man nennt diese ein **Grammol**, auch kurz als **Mol** bezeichnet.

Die oben angeführte Formel 1 sagt dem Chemiker, daß sich 55,85 g Eisen und 32 g Schwefel zu 87,85 g Eisensulfid verbinden; die Formel H_2O des Wassers sagt aus, daß in 18 g Wasser 2 g Wasserstoff und 16 g Sauerstoff enthalten sind²⁾.

7. Das Periodensystem der Elemente (I)

Von den Bestrebungen, ein Prinzip zu finden, nach welchem die Elemente zwanglos in der Weise zusammengefaßt werden, daß ähnliche Elemente sich in Gruppen zusammenfinden, hat zuerst die Heranziehung des Atomgewichtes als ordnender Faktor zu einem befriedigenden Ergebnis geführt.

Nachdem *Döbereiner* bei einigen Elementen einen gewissen Zusammenhang zwischen Atomgewicht und chemischen Eigenschaften aufgezeigt hatte und von *Newland* darauf hingewiesen worden war, daß zu Beginn der Reihe der nach dem Atomgewicht geordneten Elemente jeweils auf das 7. Element ein solches folgt, das dem Anfangsglied der Reihe ähnelt, wurde unabhängig und gleichzeitig (1869) von *Lothar Meyer* und *Mendelejeff* ein Periodensystem der Elemente aufgestellt, in dem diese nach dem Atomgewicht geordnet und in einer Anzahl (in der Tabelle des Systems S. 468 waagerechten) Perioden untergebracht waren. Ordnete man diese Perioden untereinander an, so ergaben sich die Gruppen null bis acht (in der Tabelle des Systems S. 468 senkrechte Gruppen), deren jede die Elemente enthält, welche sich in ihrem chemischen Verhalten ähneln. So folgte z. B. — in jeweils periodisch gleichem Abstand — das Natrium auf das Lithium, das Silicium auf den Kohlenstoff, das Chlor auf das Fluor. Diese Anordnung bewährte sich auch späterhin noch, als die Kenntnisse über Anzahl und Verhalten der Elemente vervollständigt wurden; es waren nur wenige Änderungen erforderlich. Hiernach schien es, daß die chemischen Eigenschaften Funktionen des Atomgewichtes sind.

Dieser Befund war zu damaliger Zeit überraschend, denn es war nicht einzusehen, wieso zwischen den chemischen Eigenschaften eines Elementes

¹⁾ In chemischen Gleichungen muß die Zahl der auf der einen Seite der Gleichung vorhandenen Atome gleich der auf der anderen sein. Die Richtung, in der eine chemische Umsetzung verläuft, wird vielfach durch Pfeile (\rightarrow) wiedergegeben: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$.

²⁾ Die Zahlen sind abgerundet.

und seinem Atomgewicht so nahe Beziehungen bestehen konnten, daß letzteres als Ordnungsprinzip für ein System dienen konnte, das von größter Bedeutung für den Einblick in chemische Tatsachen und chemisches Geschehen werden sollte. Eine Erklärung hierfür und zugleich einen Beweis für die Richtigkeit des Systems fand man, als es gelang, Kenntnis von dem Bau der Atome zu erhalten. Bevor wir uns weiter mit dem periodischen System der Elemente beschäftigen, wollen wir daher den Atombau kennenlernen.

8. Bau der Atome

Das vergebliche Bemühen der Chemiker, die Elemente in einfachere Stoffe zu zerlegen, hatte zu dem Begriff des Atoms — des Unteilbaren — geführt. Wie aber das Studium der radioaktiven Erscheinungen (s. S. 17), das durch die Entdeckung des Radiums eingeleitet wurde, ergab, sind die Atome ebenfalls zusammengesetzte, z. T. recht komplizierte Gebilde. Dieses wurde schon früher vermutet. So hatte *Prout* (1815) das einfachste und leichteste Atom, das Wasserstoffatom (Atomgewicht 1), als Urbaustein erklärt, aus dem die übrigen Elemente gebildet seien, durch Verschmelzung von 12 H-Atomen z. B. ein Kohlenstoffatom vom Atomgewicht 12, durch Verschmelzung von 32 H-Atomen das Schwefelatom vom Atomgewicht 32. Die *Prout*-sche Theorie enthielt also die Forderung, daß die Atomgewichte der Elemente ganzzahlig sein müßten, wenn das Atomgewicht des Wasserstoffes 1 ist. Da dies aber vielfach nicht der Fall ist, z. B. Chlor 35,5, so fand diese Theorie keine Anerkennung.

Heute, wo man Einblick in den Aufbau der Atome gewonnen hat, weiß man, daß der *Proutschen* Hypothese ein richtiger Gedanke zugrunde lag, insofern die Atome zwar nicht aus Wasserstoff, wohl aber aus einfachen Elementarbausteinen aufgebaut sind. Als wichtigste und bisher am eingehendsten erforschte Atombausteine hat man folgende Elementarteilchen erkannt:

1. **Das Proton.** Es hat etwa die Masse 1 ($\sim 1,008$). Es ist von winzigsten Dimensionen — Durchmesser etwa 10^{-13} cm — und trägt die positive Elementarladung 1 (e^+).
2. **Das Neutron, Nn.** Es hat fast die gleiche Masse wie das Proton ($\sim 1,0088$), unterscheidet sich aber von diesem dadurch, daß es keine elektrische Ladung trägt. Neutronen in freiem Zustand sind instabil; sie zerfallen mit einer Halbwertszeit von 12,8 Minuten unter β -Strahlung in Protonen, Elektronen und Neutrino.

Protonen und Neutronen können sich unter bestimmten Bedingungen, wie sie z. B. im Atomkern herrschen, kurzfristig ineinander umwandeln. Diese Umwandlung, die für die Stabilität des Atoms wichtig ist, wird — wie man heute glaubt — mit Hilfe von „Mesonen“ bewirkt. Diese sind Elementarteilchen von sehr kurzer Lebensdauer mit größerer Masse als Elektronen, in die sie leicht übergehen.