



Jörg Martin

Allgemeine und Pharmazeutische Chemie

Ein Lehr- und Arbeitsbuch für PTA

2. AUFLAGE

WVG

Wissenschaftliche
Verlagsgesellschaft
Stuttgart

Martin

Allgemeine und Pharmazeutische Chemie

Jörg Martin

Allgemeine und Pharmazeutische Chemie

Ein Lehr- und Arbeitsbuch für PTA

von Dr. Jörg Martin, Ulm

Mit 107 Abbildungen und 41 Tabellen

Der Autor

Dr. Jörg Martin

Schillerstraße 2/1
89077 Ulm



Studium der Pharmazie in Erlangen, Promotion mit Assistententätigkeit Biochemie in Tübingen. Ausbildung mit Referendariat für das höhere Lehramt an beruflichen Schulen mit den Fächern Pharmazie, Chemie und Biologie. Fachleiter für die Ausbildung von Referendaren der Fächer Pharmazie und Chemie am Staatlichen Seminar für Schulpädagogik Ravensburg/Weingarten. Dozent und Professor an der Fachhochschule und den Berufskollegs für medizinisch-naturwissenschaftliche Berufe in Isny. Fachberater für Chemie, Ernährungslehre und Gesundheit für das Oberschulamt Tübingen – Lehrtätigkeit am Ernährungswissenschaftlichen Gymnasium und der Berufsfachsschule für Altenpflege an der Valckenburgschule in Ulm.

Die in diesem Werk aufgeführten Angaben wurden sorgfältig geprüft. Dennoch können der Autor und der Verlag keine Gewähr für die Richtigkeit der Angaben übernehmen.

Ein Markenzeichen kann warenrechtlich geschützt sein, auch wenn ein Hinweis auf etwa bestehende Schutzrechte fehlt. Patentrechtliche Einschränkungen sind zu beachten.

Bibliografische Information der Deutschen Nationalbibliothek

Die Deutsche Nationalbibliothek verzeichnet diese Publikation in der Deutschen Nationalbibliografie; detaillierte bibliografische Daten sind im Internet über <http://dnb.d-nb.de> abrufbar

Jede Verwertung des Werkes außerhalb der Grenzen des Urheberrechtsgesetzes ist unzulässig und strafbar. Dies gilt insbesondere für Übersetzung, Nachdruck, Mikroverfilmung oder vergleichbare Verfahren sowie für die Speicherung in Datenverarbeitungsanlagen.

ISBN 978-3-8047-2881-3

© 2013 Wissenschaftliche Verlagsgesellschaft mbH
Birkenwaldstraße 44, 70191 Stuttgart
www.wissenschaftliche-verlagsgesellschaft.de

Printed in Germany

Satz: primustype Hurler GmbH, Notzingen

Druck und Bindung: Kösel, Krugzell

Umschlaggestaltung: deblik, Berlin unter Verwendung eines Fotos von Jan Felber/fotolia

Vorwort zur 2. Auflage

Für einen Fachbuchautor ist es stets eine Freude und Genugtuung, mit einem neuen Werk den Kreis der Adressaten, hier die Pharmazeutisch-technischen Assistenten und ihre Fachlehrer, in einem theoretischen Unterrichtsfach auf nachhaltige Weise wirklich „getroffen“ zu haben. Dass dies der Fall ist, zeigt das Erscheinen der vorliegenden 2. Auflage. Zunächst danke ich allen Kolleginnen und Kollegen, die mit konstruktiver Kritik und sachkundigen Ratschlägen zum Gelingen meiner Arbeit beigetragen haben.

Mit dieser 2. Auflage wurde es erforderlich, alle Änderungen einzuarbeiten, die sich durch die Änderungen im Europäischen Arzneibuch bis zum 1. Nachtrag der 7. Ausgabe ergeben haben. Die starke methodische Orientierung am Arzneibuch hat sich in der Unterrichtspraxis bewährt, wurde beibehalten und gegebenenfalls optimiert. So erfolgte eine übersichtlichere Gestaltung der Beispiele von Monographien, z. B. Resorcin, durch stärkere Anlehnung an den entsprechenden Aufbau im Europäischen Arzneibuch (Ph. Eur.). Sorgfältig wurde auch darauf geachtet, dass für lehrbuchrelevante Stoffe, die auch im Ph. Eur. zu finden sind, eine Kennzeichnung mit nachgestelltem M und/oder R erfolgte. Fachlich komplizierte und oft sehr lang formulierte Erklärungen ließen sich verkürzen und vereinfachen. Auch konnte eine ganze Reihe von Abbildungen anschaulicher gestaltet und optimiert werden.

Durch ein benutzergerechteres Layout gestaltete die Wissenschaftliche Verlagsgesellschaft Stuttgart das vorliegende Fachbuch übersichtlicher und handlicher. Dafür und für die stets vertrauensvolle Zusammenarbeit sei insbesondere Herrn Dr. Kersebohm und Herrn Dr. Scholz gedankt. Bei Frau Silvia Rädlein bedanke ich mich für das sorgfältige Lektorat.

Ulm, im Herbst 2012

Dr. Jörg Martin

Vorwort zur 1. Auflage

Das vorliegende Werk ist als Lehr- und Arbeitsbuch für die Ausbildung von pharmazeutisch-technischen Assistenten im theoretischen Unterrichtsfach „Allgemeine und pharmazeutische Chemie“ konzipiert und soll die Schüler sicher durch das zunächst unübersichtlich und riesig erscheinende Stoffgebiet führen. Aus diesem Anspruch ergibt sich eine Eingrenzung, die eine Ausgestaltung als umfassendes Nachschlagewerk ausschließt. Bei dem Problem der Stoffauswahl, Stoffeingrenzung und didaktischen Reduktion habe ich immer wieder versucht, mir die Frage zu stellen: Brauchen die Lernenden/die PTAs die betreffenden Lerninhalte wirklich, um weitere Inhalte zu verstehen und ein strukturiertes Bild von der pharmazeutischen Chemie zu erhalten und dies gemäß einer Stundentafel mit nur 200 zur Verfügung stehenden Unterrichtsstunden? Um dem Anspruch einer unbedingt notwendigen Stoffeingrenzung gerecht zu werden, wird deswegen wiederholt auf übergeordnete Gesichtspunkte verwiesen, die ein vernetztes Wissen erzeugen sollen, z. B. auf den Zusammenhang zwischen der Struktur einer Verbindung und ihren Eigenschaften.

Grundlage für die Auswahl, Eingrenzung und Gliederung der Lerninhalte waren maßgeblich der Lehrplan von Baden-Württemberg, eigene Unterrichtserfahrungen, Empfehlungen und Ratschläge von Fachkolleginnen und -kollegen zahlreicher PTA-Schulen. Eine wesentliche Hilfe war mir dabei eine gezielte Fragebogenaktion unter diesen Kolleginnen und Kollegen. Ein exemplarisches Vorgehen, die Auswahl von Beispielen mit Berechnungen – dies wo sinnvoll und möglich mit Bezug zum Europäischen Arzneibuch – und der Einbau von Elementen handlungsorientierter Themenbearbeitung sind einige Gesichtspunkte, die bei der Arbeit an dem vorliegenden Werk im Mittelpunkt standen. Der Umfang des Buches ist nicht durch die Stofffülle, sondern durch die Konzeption bedingt. Es erübrigt sich damit auch ein zugehöriger Lehrerband mit Lösungen zu den Fragen und Übungen. Dem Fachlehrer bleibt es überlassen zu entscheiden, wo er über den Lehrplan hinaus weiter vertiefen möchte. Eine „methodisch-didaktische Einführung in das Arbeiten mit diesem Buch“ soll Schüler und Lehrer im Anschluss an das Vorwort mit meinen Absichten vertraut machen und einen Überblick vermitteln.

Ein Werk wie das vorliegende Lehr- und Arbeitsbuch kann stets nur als Gemeinschaftsarbeit gelingen. Ich bin deswegen zahlreichen ideellen Mitarbeitern zu großem Dank verpflichtet. Für den fachlichen und methodisch-didaktischen Bereich danke ich zunächst allen Kolleginnen und Kollegen von PTA-Schulen – stellvertretend Frau Apothekerin Dr. Karla Seitz –, die sich an meiner Fragebogenaktion beteiligt und mich zum Schreiben dieses Fachbuchs ermutigt haben. In zahlreichen Fachgesprächen und in dem Ringen um die passende Auswahl, Reduktion und Formulierung standen mir Herr Studiendirektor Anton Beck, Herr Apotheker Dr. Horst Guth, Herr Oberstudienrat Dr. Klaus Reibisch, Herr Prof. Dr. Raimund Schäble und Frau Oberstudienrätin Beate Scheffold hilfreich beratend zur Seite. Ihnen sei besonders herzlich gedankt.

Die besten Ideen und Manuskripte für ein Lehrbuch nutzen nichts, wenn sie nicht professionell in die Realität eines ansprechenden, handlichen Buchs umgesetzt werden. Für die Realisierung danke ich der Wissenschaftlichen Verlagsgesellschaft Stuttgart, insbesondere gilt mein Dank Frau Dr. Reiber und Herrn Dr. Scholz für die stets gute Zusammenarbeit.

Inhaltsverzeichnis

Vorwort zur 2. Auflage	V
Vorwort zur 1. Auflage	VII
Methodisch-didaktische Einführung	XXI
Abkürzungsverzeichnis	XXIII

A

Allgemeine Chemie

1	Einführung in die Arbeits- und Aufgabengebiete der Chemie	2
2	Chemische Grundbegriffe als angleichende Wiederholung	6
2.1	Chemische Grundbegriffe	6
2.1.1	Chemische und physikalische Vorgänge	6
2.1.2	Stoffbegriff	6
2.1.3	Eigenschaften von Stoffen	7
2.1.4	Analyse und Synthese von Stoffen	8
2.1.5	Trennung von Stoffgemischen	10
2.1.6	Element und Verbindung	10
2.1.7	Teilchenmodell	10
2.1.8	Atom und Molekül	11
2.1.9	Massenangaben in der Chemie: Molekül- und Verhältnisformeln	12
2.2	Merkmale von chemischen Reaktionen	16
2.2.1	Reaktionsgleichung	17
2.2.2	Stoffumsatz	17
2.2.3	Energieumsatz bei chemischen Reaktionen	18
3	Atombau	21
3.1	Merkmale und Probleme von Modellen	21
3.2	Ladungen	21
3.2.1	Verhalten von Ladungen zueinander	22
3.2.2	Beweglichkeit von Ladungen	22
3.3	Atom	23
3.4	Anordnung der Elementarteilchen im Atom	24
3.4.1	Atomkern	24
3.4.2	Elektronenhülle	26
3.5	Radioaktivität	30
4	Periodensystem der Elemente	32
4.1	Kurzer geschichtlicher Rückblick	32

4.2	Aufbau und Gliederung des Periodensystems der Elemente	32
4.2.1	Perioden.....	32
4.2.2	Hauptgruppen.....	33
4.2.3	Nebengruppen- oder Übergangselemente.....	33
4.3	Aussagen des Periodensystems der Elemente	35
4.3.1	Atomradien	35
4.3.2	Ionenradien	36
4.3.3	Ionisierungsenergie.....	36
4.3.4	Bindigkeit.....	37
4.3.5	Elektronegativität	37
4.3.6	Metallischer Charakter der Elemente	38
4.4	Periodensystem der Elemente und Ionenbildung.....	38
5	Chemische Bindung	41
5.1	Ionenbindung.....	41
5.1.1	Ionenbildung durch Elektronenübergänge	42
5.1.2	Ionenbindung und Ionenverbindung.....	42
5.1.3	Ionengitter	43
5.1.4	Kristallgitterbildung und Ionenbindung	43
5.1.5	Metalloxide und Metallhydroxide als Ionenverbindungen.....	46
5.1.6	Charakteristische Eigenschaften von Ionenverbindungen.....	47
5.1.7	Anwendungsaspekte von Ionenverbindungen.....	48
5.1.8	Anleitung zum Aufstellen von Verhältnisformeln.....	49
5.2	Atombindung und die polare Atombindung	52
5.2.1	Erweiterung des Atommodells zum Kugelwolkenmodell.....	53
5.2.2	Atombindung.....	54
5.2.3	Räumliche Anordnung der Atome im Molekül.....	57
5.2.4	Polare Atombindung.....	58
5.2.5	Übergänge zwischen Ionenbindung und polarer Atombindung	60
5.3	Bindung durch zwischenmolekulare Kräfte	61
5.3.1	Dipol-Dipol-Kräfte.....	61
5.3.2	Wasserstoffbrücken und die Eigenschaften des Wassers.....	62
5.3.3	Bindung durch Van-der-Waals-Kräfte	65
5.4	Komplexbildung und koordinative Bindung	66
5.4.1	Komplexbildung	67
5.4.2	Bindungsverhältnisse in Komplexen	68
5.4.3	Gliederung von Komplexverbindungen.....	68
5.4.4	Theoretische Grundlagen für das praktische Arbeiten mit Komplexen	70
5.5	Metallbindung und typische Metalleigenschaften	74
5.5.1	Bindung in Metallen.....	74
5.5.2	Aufbau des Metallgitters.....	74
5.5.3	Erklärung der typischen Metalleigenschaften	75
5.6	Vergleich der verschiedenen Bindungstypen	77

6	Aufstellen von Formeln und Reaktionsgleichungen	79
6.1	Formelbegriff	79
6.2	Verschiedene Arten von Formeln	80
6.3	PSE und Bindigkeit beim Aufstellen von Formeln	80
6.4	Aufstellen von Formeln	83
6.4.1	Ionenverbindungen	83
6.4.2	Verbindungen mit Atombindung und polarer Atombindung	84
6.5	Aufstellen von Reaktionsgleichungen	84
6.6	Massenberechnung	86
7	Systematik chemischer Reaktionen mit pharmazeutischem Bezug.	89
7.1	Lösevorgänge und Fällungsreaktionen	90
7.1.1	Lösungen als flüssige Systeme	90
7.1.2	Lösevorgänge	90
7.1.3	Löslichkeit von Feststoffen	91
7.1.4	Gehaltsangaben von Lösungen	93
7.1.5	Fällungsreaktionen	94
7.2	Säure-Base-Reaktionen	95
7.2.1	Säuren und saure Lösungen	96
7.2.2	Laugen und alkalische Lösungen	97
7.2.3	Messung des sauren oder alkalischen Charakters	99
7.2.4	Säure-Base-Begriff nach Brønsted, Säure-Base-Reaktion	100
7.2.5	Besondere Säure-Base-Reaktionen	101
7.2.6	Methoden der Salzbildung	104
7.2.7	Anwendung der Säure-Base-Reaktion	106
7.3	Redox-Reaktionen	108
7.3.1	Herkömmliches Verständnis von Oxidation und Reduktion	108
7.3.2	Problematisierung des herkömmlichen Verständnisses von Oxidation und Reduktion	109
7.3.3	Definition eines umfassenden Verständnisses von Redox-Reaktionen	110
7.3.4	Korrespondierende Redox-Paare	111
7.3.5	Oxidationszahl	112
7.3.6	Stärke von Oxidations- und Reduktionsmitteln	114
7.3.7	Formulierung schwieriger Redox-Gleichungen	116
8	Die chemische Reaktion	119
8.1	Kollisionsmodell	119
8.2	Reaktionsgeschwindigkeit	119
8.2.1	Zerteilungsgrad	122
8.2.2	Konzentration	122
8.2.3	Temperatur	124

8.3	Aktivierungsenergie	125
8.4	Katalyse	126
8.4.1	Katalyse der Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff.....	126
8.4.2	Wirkungsweise von Katalysatoren.....	126
8.4.3	Verschiedene Arten der Katalyse	127
8.5	Triebkräfte für chemische Reaktionen	129
8.5.1	Prinzip des Energieminimums.....	130
8.5.2	Prinzip des Entropiemaximums	130
8.5.3	Verknüpfung von Enthalpie und Entropie	131
9	Chemisches Gleichgewicht.....	134
9.1	Umkehrbare Reaktion und chemisches Gleichgewicht.....	134
9.2	Massenwirkungsgesetz	138
9.2.1	Praktische Bedeutung des K_c -Wertes.....	140
9.3	Beeinflussung des chemischen Gleichgewichts	141
9.3.1	Abhängigkeit von der Art der Reaktionspartner	141
9.3.2	Konzentrationsabhängigkeit.....	141
9.3.3	Temperaturabhängigkeit	142
9.3.4	Druckabhängigkeit.....	143
9.3.5	Zusammenfassung der Einflussmöglichkeiten auf die Lage des Gleichgewichts.....	143
9.3.6	Fließgleichgewichte.....	144
9.4	Gleichgewichte in wässrigen Lösungen	146
9.4.1	Lösungsgleichgewichte.....	147
9.4.2	Autoprotolyse des Wassers und pH-Wert.....	149
9.4.3	Stärke von Säuren und Basen	152
9.4.4	Protolyse von Salzen (Säure-Base-Reaktionen in Salzlösungen).....	154
9.4.5	Pufferung und Pufferlösungen	155
10	Maßanalytische Bestimmungen	162
10.1	Gemeinsame Prinzipien maßanalytischer Bestimmungen	162
10.2	Säure-Base-Titration.....	162
10.2.1	Prinzip der Säure-Base-Titration	162
10.2.2	Optimierung durch Titrationskurven und Computereinsatz.....	164
10.2.3	Prinzip der Säure-Base-Titration für die Titration einer schwachen Säure mit einer starken Base.....	166
10.2.4	Säure-Base-Titration in wasserfreiem Medium.....	166
10.2.5	Indikatoren für Säure-Base-Titrationen	167
10.2.6	Urtitersubstanz.....	168
10.3	Redox-Titration.....	169
10.3.1	Prinzip der Redox-Titration	169
10.3.2	Cerimetrie.....	170
10.3.3	Iodometrie	171

10.3.4	Iodatometrie	173
10.3.5	Bromometrie	174
10.3.6	Titration mit Periodat	175
10.3.7	Permanganometrie	176
10.4	Fällungstitation	178
10.4.1	Prinzip der Fällungstitation	178
10.4.2	Exemplarische Erklärung von zwei Fällungstitationen	178
10.4.3	Weitere Beispiele für Fällungstitationen	180
10.5	Komplexometrische Titration	180
10.5.1	Prinzip der komplexometrischen Titration	181
10.5.2	EDTA als Komplexbildner und Maßlösung von Ph. Eur.	181
10.5.3	Beispiele für den Einsatz der komplexometrischen Titration	182
10.6	Besondere Titrationsverfahren	184

B**Organische Chemie – Die Chemie der Kohlenstoffverbindungen**

11	Kohlenwasserstoffe	188
11.1	Besondere Eigenschaften des Kohlenstoffs und die Struktur des Methanmoleküls	188
11.2	Alkane	189
11.2.1	Homologe Reihe der Alkane	189
11.2.2	Eigenschaften der Alkane mit pharmazeutischem Bezug	193
11.2.3	Reaktionen der Alkane	197
11.2.4	Alkane des Arzneibuchs	198
11.3	Ungesättigte Kohlenwasserstoffe	202
11.3.1	Alkene	203
11.3.2	Alkine	206
11.4	Cycloalkane	209
11.5	Aromatische Kohlenwasserstoffe	210
11.5.1	Benzol als Prototyp der aromatischen Kohlenwasserstoffe	211
11.5.2	Substitution am Benzolmolekül mit Nomenklatur	214
11.5.3	Kondensierte aromatische Ringsysteme	215
12	Halogenkohlenwasserstoffe	220
12.1	Radikalische Substitution exemplarisch als Reaktionsmechanismus	220
12.2	Systematik und Nomenklatur	221
12.2.1	Halogenalkane	221
12.2.2	Cyclohalogenalkane	223
12.3	Eigenschaften der Halogen- und Cyclohalogenalkane	223
12.4	Pharmazeutisch relevante Halogen- und Cyclohalogenalkane	223
12.5	Ökologische Aspekte	225

13	Oxidationsprodukte der Kohlenwasserstoffe – Teil I.....	227
13.1	„Oxidationsreihe“ des Kohlenstoffs	227
13.2	Alkohole.....	229
13.2.1	Homologe Reihe der Alkanole	229
13.2.2	Isomerie und Systematik der Alkohole.....	229
13.2.3	Nomenklatur der Alkohole	232
13.2.4	Eigenschaften der Alkohole	232
13.2.5	Reaktionen der Alkohole	233
13.2.6	Pharmazeutisch relevante Alkohole.....	237
13.3	Phenole	255
13.3.1	Einwertige Phenole.....	255
13.3.2	Mehrwertige Phenole	256
13.4	Ether	259
13.4.1	Definition und Nomenklatur der Ether	259
13.4.2	Eigenschaften der Ether.....	259
13.4.3	Wirkung und Anwendung von Ethern.....	260
13.4.4	Beispiele von Ethern mit technischer und pharmazeutisch-medicinischer Bedeutung	261
13.4.5	Cyclische Ether.....	261
13.5	Polyethylenglycole.....	262
13.6	Carbonylverbindungen.....	264
13.6.1	Carbonylgruppe.....	265
13.6.2	Aldehyde	265
13.6.3	Ketone	271
13.6.4	Gaschromatographie (GC)	273
14	Oxidationsprodukte der Kohlenwasserstoffe – Teil II.....	278
14.1	Carboxylgruppe.....	278
14.2	Alkansäuren	279
14.2.1	Eigenschaften in der homologen Reihe der Alkansäuren	279
14.2.2	Reaktionen der Alkansäuren	281
14.2.3	Technische, pharmazeutische und physiologische Bedeutung der Alkansäuren	283
14.3	Alkensäuren	284
14.3.1	Alkensäuren mit einer Doppelbindung.....	285
14.3.2	Alkensäuren mit mehreren Doppelbindungen.....	287
14.4	Dicarbonsäuren (aliphatische Dicarbonsäuren).....	290
14.4.1	Eigenschaften und Reaktionen der Dicarbonsäuren	290
14.4.2	Ungesättigte Dicarbonsäuren	290
14.5	Substituierte Carbonsäuren bzw. substituierte Alkansäuren.....	292
14.5.1	Hydroxycarbonsäuren mit einer Hydroxylgruppe – Spiegelbild-Isomerie	293

14.5.2	Hydroxycarbonsäuren mit einer oder zwei Hydroxylgruppen und zwei oder drei Carboxylgruppen	299
14.5.3	Halogencarbonsäuren	301
14.5.4	Aminocarbonsäuren, Aminosäuren.....	302
14.6	Aromatische Carbonsäuren	310
14.6.1	Benzoessäure als aromatische Monocarbonsäure.....	310
14.6.2	Derivate der Benzoessäure.....	312
14.6.3	Aromatische Dicarbonsäuren.....	312
15	Kohlenhydrate.....	315
15.1	Definition, Bedeutung und Systematik der Kohlenhydrate	315
15.2	Monosaccharide.....	316
15.2.1	Strukturbesonderheiten und Isomerie	316
15.2.2	Ausgewählte Monosaccharide der Ph. Eur.....	320
15.3	Disaccharide	325
15.3.1	Maltose.....	325
15.3.2	Lactose	326
15.3.3	Lactulose	327
15.3.4	Saccharose.....	328
15.4	Polysaccharide	330
15.4.1	Stärke	330
15.4.2	Glykogen	332
15.4.3	Dextrin.....	333
15.4.4	Cellulose	333
15.4.5	Dextrane.....	334
15.5	Kohlenhydratähnliche Verbindungen	334
15.5.1	Aminozucker	334
15.5.2	Gluconsäure	335
15.5.3	Uronsäuren und Polyuronsäuren	335
15.5.4	Ascorbinsäure.....	336
15.5.5	Maltitol.....	337
15.5.6	Stärkederivate.....	337
15.5.7	Celluloseether	338
16	Ester	341
16.1	Allgemeines zu den Estern	341
16.1.1	Esterbildung als Gleichgewichtsreaktion.....	341
16.1.2	Nomenklatur der Ester.....	343
16.1.3	Eigenschaften der Ester	343
16.2	Verschiedene Typen von Estern	343
16.3	Ester aus kurzkettiger Alkansäure und kurzkettigem Alkohol.....	345

16.4	Ester aus aromatischer Carbonsäure und Alkohol	345
16.4.1	Ester der 4-Hydroxycarbonsäure (p-Hydroxybenzoesäure).....	345
16.4.2	Ester der 4-Aminocarbonsäure.....	345
16.5	Ester aus Carbonsäure und Phenol	345
16.6	Fette und Öle.....	347
16.6.1	Bedeutung und Funktionen der Fette	348
16.6.2	Zusammensetzung der Fette	348
16.6.3	Zusammenhang zwischen Struktur und Eigenschaften der Fette	349
16.6.4	Fettkennzahlen.....	351
16.7	Esterhydrolyse als Umkehrung der Veresterung	356
16.7.1	Verseifung	357
16.8	Tenside.....	357
16.8.1	Seifen	357
16.8.2	Tenside mit pharmazeutischem Bezug	359
17	Amine, Peptide, Proteine.....	363
17.1	Amine.....	363
17.1.1	Aliphatische Amine.....	363
17.1.2	Aromatische Amine.....	365
17.1.3	Biogene Amine.....	368
17.2	Peptidgruppe als strukturbestimmendes Merkmal von Peptiden und Proteinen.....	368
17.3	Peptide	369
17.3.1	Einteilung.....	369
17.3.2	Nomenklatur und Schreibweise	369
17.3.3	Physiologische und pharmazeutische Bedeutung.....	369
17.4	Proteine	370
17.4.1	Struktur und Einteilung.....	370
17.4.2	Eigenschaften der Proteine	371
17.4.3	Pharmazeutisch und toxikologisch relevante Proteine	373
18	Heterocyclen.....	376
18.1	Definition und Systematik	376
18.2	Fünfringe mit einem Heteroatom	377
18.2.1	Fünfringe mit einem Stickstoffatom.....	377
18.2.2	Pyrrol mit einem ankondensierten Benzolring	377
18.3	Fünfringe mit zwei Heteroatomen.....	377
18.3.1	Fünfringe mit zwei Stickstoffatomen	377
18.3.2	Fünfringe mit zwei verschiedenen Heteroatomen	378
18.3.3	Fünfringe mit zwei Stickstoffatomen und einem ankondensierten Benzolring.....	378

18.4	Sechsringe mit einem Heteroatom	379
18.4.1	Sechsringe mit einem Stickstoffatom	379
18.4.2	Sechsringe mit einem Stickstoffatom und einem ankondensierten Benzolring	380
18.4.3	Sechsringe mit einem Sauerstoffatom und einem ankondensierten Benzolring	381
18.5	Sechsringe mit zwei Heteroatomen	382
18.5.1	Sechsringe mit zwei Stickstoffatomen	382
18.5.2	Sechsringe mit zwei Heteroatomen (Stickstoff und Schwefel) und zwei ankondensierten Benzolringen	383
18.6	Siebenringe mit einem Heteroatom	383
18.6.1	Siebenringe mit einem Stickstoffatom und zwei ankondensierten Benzolringen	383
18.7	Siebenringe mit zwei Heteroatomen	384
18.7.1	Siebenringe mit zwei Stickstoffatomen und ankondensiertem Benzolring	384
18.8	Bicyclische Heterosysteme am Beispiel der Purinderivate	384
18.9	β-Lactam-Antibiotika als bicyclische Heterosysteme	385

C**Anorganische Chemie – Pharmazeutische Schwerpunkte**

19	Pharmazeutisch relevante Elemente und anorganische Verbindungen	390
19.1	Hauptgruppe VIII – Edelgase	390
19.1.1	Gruppeneigenschaften	390
19.1.2	Vorkommen und Gewinnung	391
19.1.3	Technische und pharmazeutische Verwendung	391
19.2	Sonderstellung des Wasserstoffs	391
19.3	Hauptgruppe VII – Halogene (Salzbildner)	392
19.3.1	Gruppeneigenschaften	392
19.3.2	Ausgewählte Eigenschaften der Halogene	392
19.3.3	Halogenide	392
19.4	Hauptgruppe VI – Chalkogene (Erzbildner)	396
19.4.1	Gruppeneigenschaften	397
19.4.2	Sauerstoff und anorganische Verbindungen des Sauerstoffs	398
19.4.3	Schwefel und anorganische Verbindungen des Schwefels	400
19.4.4	Selen und anorganische Verbindungen des Selen	403
19.5	Hauptgruppe V – Stickstoffgruppe	403
19.5.1	Gruppeneigenschaften	403
19.5.2	Stickstoff und anorganische Verbindungen des Stickstoffs	403
19.5.3	Phosphor und anorganische Verbindungen des Phosphors	408
19.5.4	Arsen und anorganische Verbindungen des Arsens	410

19.5.5	Antimon und seine anorganischen Verbindungen.....	411
19.5.6	Bismut (Wismut) und seine Verbindungen.....	412
19.6	Hauptgruppe IV – Kohlenstoffgruppe.....	414
19.6.1	Gruppeneigenschaften.....	414
19.6.2	Kohlenstoff und anorganische Verbindungen des Kohlenstoffs.....	415
19.6.3	Silicium und Verbindungen des Siliciums.....	418
19.6.4	Zinn und anorganische Verbindungen des Zinns.....	420
19.6.5	Blei und anorganische Verbindungen des Bleis.....	421
19.7	Hauptgruppe III – Borgruppe.....	422
19.7.1	Gruppeneigenschaften.....	422
19.7.2	Bor und anorganische Verbindungen des Bors mit pharmazeutischem Bezug.....	423
19.7.3	Aluminium und Verbindungen des Aluminiums.....	424
19.7.4	Thallium und anorganische Verbindungen des Thalliums.....	426
19.8	Hauptgruppe II – Erdalkalimetalle.....	427
19.8.1	Gruppeneigenschaften.....	427
19.8.2	Magnesium und Verbindungen des Magnesiums.....	428
19.8.3	Calcium und Verbindungen des Calciums.....	430
19.8.4	Barium und anorganische Verbindungen des Bariums.....	434
19.9	Hauptgruppe I – Alkalimetalle.....	435
19.9.1	Gruppeneigenschaften.....	435
19.9.2	Pharmazeutisch relevante Lithiumverbindungen.....	437
19.9.3	Vorkommen und Verwendung von Natrium und Kalium.....	437
19.9.4	Physiologische und pharmakologische Eigenschaften von Natrium und Kalium.....	437
19.9.5	Nachweisreaktionen für Natrium und Kalium.....	438
19.10	Nebengruppenelemente.....	439
19.10.1	Nebengruppe I A – Kupfergruppe.....	440
19.10.2	Nebengruppe II A – Zinkgruppe.....	440
19.10.3	Nebengruppe VI A – Chromgruppe.....	443
19.10.4	Nebengruppe VII A – Mangangruppe.....	444
19.10.5	Nebengruppe VIII A – Eisengruppe und Platinmetalle.....	445

D**Anhang**

Antworten zu den Fragen und Übungen.....	454
Antworten zu Kapitel 1.....	454
Antworten zu Kapitel 2.....	454
Antworten zu Kapitel 3.....	456
Antworten zu Kapitel 4.....	458
Antworten zu Kapitel 5.....	459
Antworten zu Kapitel 6.....	464
Antworten zu Kapitel 7.....	465

Antworten zu Kapitel 8.....	470
Antworten zu Kapitel 9.....	471
Antworten zu Kapitel 10	475
Antworten zu Kapitel 11	477
Antworten zu Kapitel 12	480
Antworten zu Kapitel 13	481
Antworten zu Kapitel 14.....	487
Antworten zu Kapitel 15.....	493
Antworten zu Kapitel 16.....	496
Antworten zu Kapitel 17	499
Antworten zu Kapitel 18	501
Antworten zu Kapitel 19.....	502
Anhang 1: Chemische Elemente	505
Anhang 2: Übersicht der Isomeren	506
Anhang 3: Griechische Zahlwörter, Griechisches Alphabet	507
Anhang 4: Größen und Einheiten	508
Anhang 5: Umrechnungsfaktoren	509
Anhang 6	510
Gefahrensymbole 67/548 EWG	510
Gefahren-Piktogramme EG-CLP-V	510
Gefahrenklassen EG-CLP-V	510
H-Sätze	511
EUH-Sätze	513
P-Sätze	514
Anhang 7: Organische Reaktionen	518
 Literatur	 519
Sachregister	521
Periodensystem der Elemente.....	550

Methodisch-didaktische Einführung

Schwerpunkte und übergeordnete Aspekte der Lerninhalte

Dieses Buch ist ein Lehr- und Arbeitsbuch für pharmazeutisch-technische Assistenten. Die Schwerpunkte und übergeordneten Aspekte der Lerninhalte liegen

- **im Erklären.**
- **im Strukturieren** (eine innere Gliederung und Zusammenhänge schaffend) von vorhandenem und dazu gewonnenem Wissen.
Als Hilfen dazu sind u. a. neu hinzukommende Strukturbegriffe stets fett gedruckt. Diese ermöglichen es in der Regel nach Erarbeiten des jeweiligen Kapitels, Zusammenhänge in Form eines Strukturdiagramms deutlich zu machen. Definitionen, Merksätze und Regeln sind durch Rasterflächen und/oder Farbe herausgehoben. Ferner erleichtert das Kenntlichmachen von fächerübergreifenden Gesichtspunkten die Vernetzung mit anderen Unterrichtsfächern.
Eine kleine Anzahl von einfachen, aber erprobten Versuchen ist an den Stellen platziert, wo Zusammenhänge oder komplexere Sachverhalte durch Versuch bestätigt werden sollen oder wo der Versuch im Thema weiterführt.
- **im Anleiten zum Üben und selbständigen Vertiefen** der erarbeiteten Kenntnisse. Dabei werden einige Elemente des selbstorganisierten Lernens (SOL) eingesetzt. Die Fragen zu den einzelnen Kapiteln sind in der Regel keine Wiederholungsfragen sondern Fragen, die zum selbständigen Erarbeiten und Vertiefen anregen sollen. Ferner sollen die Fragen der Vernetzung des Wissens – auch zwischen verschiedenen Fächern – dienen und den Umgang mit der Fachliteratur üben. Die Antworten sind oft Lösungsvorschläge und befinden sich am Ende des Buches.
- **in der „didaktischen Reduktion“**, d. h. in einer in Grenzen gehaltenen Vereinfachung um des besseren Verständnisses willen.
Dazu dienen die Vorgaben des Lehrplans von Baden-Württemberg, der diesen Gesichtspunkt berücksichtigt. So wird u. a. auf die Einführung des Orbitalmodells verzichtet – das bewährte Kugelwolkenmodell leistet alles, was hier benötigt wird –, ebenso wird auf Reaktionsmechanismen fast ganz verzichtet. Nur ein Reaktionsmechanismus (für den Reaktionstyp der radikalischen Substitution) ist exemplarisch angeführt. Von der Erklärung tieferer Zusammenhänge beim Energieumsatz von chemischen Reaktionen wird abgesehen und vereinfacht nur die Größe „ $\Delta_R H$ “ als Reaktionsenthalpie eingeführt. Ferner ist den Strukturformeln anorganischer Verbindungen nur begrenzte Bedeutung beigemessen (z. B. Nitrat- und Phosphat-Anionen), da ihr Einüben zu Lasten wichtigerer Inhalte gehen würde.
- **bei der pharmazeutischen Chemie** und damit bei Arzneimittelaspekten wie z. B. der Pharmakologie und Galenik.
Die Chemie ist hier wichtiger „Zulieferer“ für das Verständnis von Zusammenhängen rund um das Arzneimittel. Diesem Gesichtspunkt wird durchgängig Rechnung getragen. Sie werden dies bereits in den Kapiteln der allgemeinen Chemie erkennen, wo stets Stoffe und Verbindungen des Europäischen Arzneibuchs als Beispiele herangezogen werden bzw. auf diese vorgegriffen wird.
Trotz der Betonung von fächerübergreifenden Zusammenhängen grenzt sich das Buch deutlich von den Inhalten anderer Fächer ab und vermeidet Überschneidungen. So ist beispielsweise der Sicherheit im Umgang mit Chemikalien kein gesonderter Abschnitt gewidmet, da dieser Bereich in das Fach Chemisch-pharmazeutische Übungen gehört.

Stoffliche Gliederung und inhaltlich bedeutende Gesichtspunkte

Da die Schülerinnen und Schüler der PTA-Schulen aus den vorangehenden Schularten sehr unterschiedliche Vorkenntnisse im Fach Chemie mitbringen, erfolgt mit dem 2. Kapitel zunächst eine angleichende Wiederholung chemischer Grundbegriffe. Dies geschieht jedoch gleich mit einem pharmazeutischen Bezug. Es folgen mit Kapitel 3 bis 5 klassische Stoffgebiete der allgemeinen Chemie. Starken Übungscharakter für das Aufstellen von Formeln und Reaktionsgleichungen hat das 6. Kapitel. Damit wird den Schwierigkeiten Rechnung getragen, die dieser Bereich bereitet. Mit der Systematik chemischer Reaktionen stehen im 7. Kapitel neben essenziellen Inhalten der allgemeinen Chemie wie beispielsweise Redox-Reaktionen pharmazeutisch-analytische Aspekte im Vordergrund. Kapitel 9 bezieht die theoretischen Inhalte des chemischen Gleichgewichts stark auf das Arbeiten mit dem Europäischen Arzneibuch in den Chemisch-pharmazeutischen Übungen. Desgleichen legt Kapitel 10 mit den „Maßanalytischen Bestimmungen“ die theoretischen Grundlagen für die Praxis, wobei Rückgriff auf die Inhalte von Kapitel 3 bis 9 erfolgt.

In den Kapiteln der organischen Chemie wird auf exemplarisches Lernen Wert gelegt. Es gilt mit möglichst wenigen Strukturelementen wie z. B. den funktionellen Gruppen und mit einer möglichst geringen Zahl von charakteristischen Stoffen auszukommen. Dabei handelt es sich um Stoffe, die für das Arbeiten in anderen Fächern wie beispielsweise Arzneimittellkunde, Galenik, Ernährungskunde und entsprechenden Praktika essenziell sind. Wo es sinnvoll erscheint, werden wichtige Arzneistoffe bei den zugehörigen Stoffgruppen vom Grundgerüst her abgeleitet bzw. eingefügt (z. B. Acetylsalicylsäure bei den Phenolestern oder Paracetamol bei den aromatischen Aminen).

In Kapitel 18 (Heterocyclen) geht es vor allem um den Anwendungsaspekt in der Praxis. Aus einem Fachbuch zur Fertigarzneimittellkunde wurden exemplarisch Arzneistoffe mit charakteristischen heterocyclischen Grundgerüsten ausgewählt. Über das Erkennen eines derartigen heterocyclischen Grundgerüsts von einem unbekannten Arzneistoff sollte es dann möglich sein, diesen einer entsprechenden (Wirkstoff)gruppe bzw. einem Indikationsbereich zuzuordnen, z. B. Lorazepam (INN) den Benzodiazepinen.

Kapitel 19 (pharmazeutisch relevante Elemente und anorganische Verbindungen mit deren Reaktionen) bietet von der Thematik her eigentlich die „ermüdende“ Stofffülle für ein eigenes Lehrbuch. Die durch den Lehrplan beschränkte Anzahl von 200 Unterrichtsstunden im Fach Allgemeine und pharmazeutische Chemie zwingt hier zu einer starken Straffung des Stoffes. Dieses Kapitel ist deswegen weitgehend als Wiederholungs-, Anwendungs- und Vertiefungskapitel gestaltet. Mit seinen häufigen Rückgriffen und Verweisen auf zahlreiche anorganische Verbindungen aus den Erklärungen der allgemeinen Chemie (Kapitel 1 bis 10) und auch aus den Kapiteln der organischen Chemie (z. B. bei Reagenzien für Identitätsreaktionen und Reinheitsprüfungen) stellt Kapitel 19 eine „Ernte“ und Festigung bereits erworbener Kenntnisse dar.

Abkürzungsverzeichnis

$[\alpha]_{\text{D}}^{20}$	spezifische Drehung
A_{r}	relative Atommasse
CRS	chemische Referenzsubstanz
d_{20}^{20}	relative Dichte bei 20 °C
DAB	Deutsches Arzneibuch
DAC	Deutscher Arzneimittel-Codex
DC	Dünnschichtchromatographie
$\Delta_{\text{R}}H$	Reaktionsenthalpie
EN	Elektronegativität
FU	Formelumsatz
INN	International Nonproprietary Name
IUPAC	International Union for Pure and Applied Chemistry
K_{B}	Basenkonstante
K_{C}	Gleichgewichtskonstante
kJ	Kilojoule
K_{L}	Löslichkeitsprodukt
K_{S}	Säurekonstante
λ	Lamda (Wellenlänge)
L	Löslichkeit
M	Molmasse (molare Masse)
M	Monographie
M_{r}	relative Molekülmasse
NRF	Neues Rezeptur-Formularium
Ph. Eur.	Pharmacopoea Europaea, Europäisches Arzneibuch
$\text{p}K_{\text{B}}$	Potenzschreibweise der Basenkonstante
$\text{p}K_{\text{S}}$	Potenzschreibweise der Säurekonstante
ppm	parts per million (Teile je Million)
PSE	Periodensystem der Elemente
R	Reagenz, Referenzlösung und Pufferlösung
Schmp.	Schmelztemperatur
Sdp.	Siedetemperatur

Allgemeine Chemie

A

B

C

D



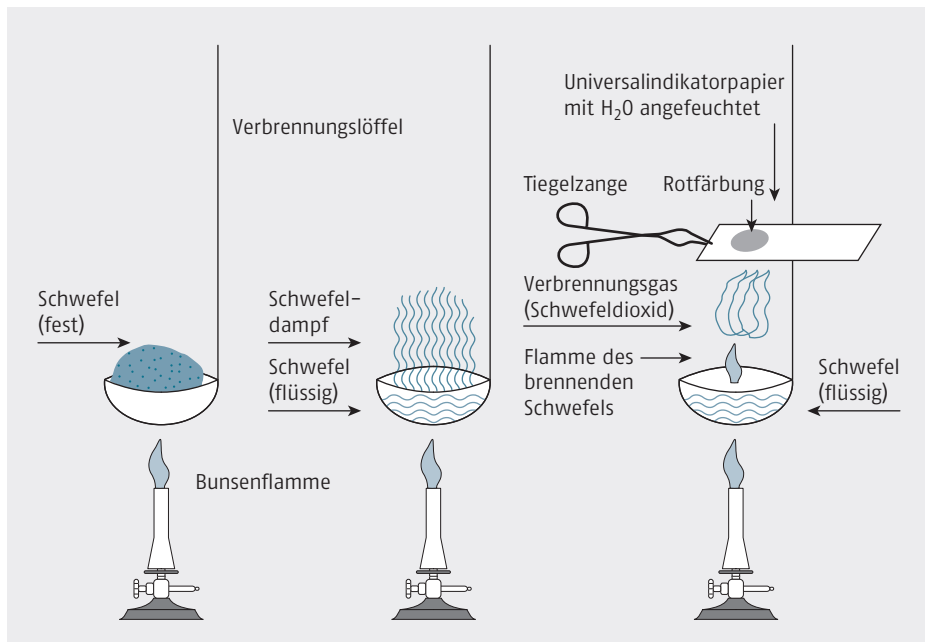
1 Einführung in die Arbeits- und Aufgabengebiete der Chemie

Durch einen einfachen Versuch (● Abb. 1.1) werden Sie aufgefordert, sich mit zwei Fragen auseinander zu setzen:

- Womit befasst sich die Chemie?
- Welchen Nutzen bringt die Chemie?

Bei dem Versuch werden folgende Beobachtungen gemacht:

1. Zunächst schmilzt der Schwefel in dem Verbrennungslöffel und bildet Schwefeldampf.
2. Dann brennt der Schwefel mit schwach bläulicher Flamme.
3. Beim Verbrennen entsteht ein Gas (Rauch) mit ätzendem unangenehmem Geruch.
4. Das Gas färbt mit Wasser angefeuchtetes Universalindikatorpapier rot.



● Abb. 1.1 Verbrennen von Schwefel an der Luft und Prüfen des entstehenden Gases mit angefeuchtetem Universalindikatorpapier

Womit befasst sich die Chemie?

Die Deutung und Auswertung der Beobachtungen des Versuches kann die Antwort auf die erste Frage geben und zugleich darauf hinweisen, womit sich dieses Lehrbuch vor allem befassen muss.

Zur 1. Beobachtung

Beim Erhitzen ändert der Schwefel seinen **Aggregatzustand** von fest über flüssig nach gasförmig. Man kommt damit zu den **physikalisch-chemischen Eigenschaften von Stoffen**.

Zur 2. und 3. Beobachtung

Der Schwefel brennt, d. h., er reagiert mit dem Sauerstoff der Luft zu einer neuen gasförmigen Verbindung, dem Schwefeldioxid. Es hat eine chemische Reaktion stattgefunden, für die sich eine Reaktionsgleichung aufstellen lässt:



Damit kommt man zu **den chemischen Reaktionen** von Stoffen, die sich durch **Reaktionsgleichungen** verkürzt und übersichtlich darstellen lassen.

Zur 4. Beobachtung

Das gasförmige Schwefeldioxid löst sich im Wasser des angefeuchteten Universalindikatorpapiers und reagiert mit dem Wasser zu einer Säure. Diese ist für die Rotfärbung des Indikators verantwortlich.

Die 4. Beobachtung zeigt, dass es verschiedene Arten von chemischen Reaktionen gibt. Bei der Reaktion von Wasser mit Schwefeldioxid ist eine **Säure-Base-Reaktion** abgelaufen. Bei der Reaktion von Schwefel mit Sauerstoff eine **Redox-Reaktion**.

Interessant ist auch die Beobachtung, dass der Schwefel erst beim Erhitzen, d. h. bei Energiezufuhr mit dem Luftsauerstoff, reagiert. Es müssen also ganz bestimmte Voraussetzungen erfüllt sein, damit eine chemische Reaktion überhaupt stattfinden kann. Die **Kinetik chemischer Reaktionen** befasst sich mit derartigen Voraussetzungen.

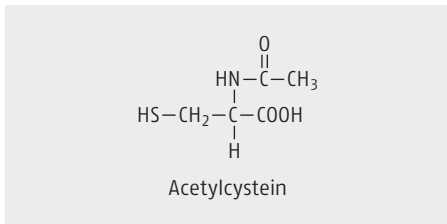
Weitere Arbeitsgebiete der Chemie ergeben sich, wenn man das Reaktionsgeschehen bei dem Versuch hinterfragt. Schwefel und Sauerstoff gehen eine Bindung ein. Die Frage, wie diese Bindung aussieht und zustande kommt, führt zur **chemischen Bindung**. Schließlich ist noch von Interesse, warum sich der Schwefel ausgerechnet mit dem Sauerstoff und nicht mit einem anderen Luftbestandteil wie z. B. Stickstoff verbindet. Antworten auf diese Fragen erhält man, wenn das „Binden“ zwischen den Reaktionspartnern auf Teilchenebene untersucht wird. Dieses Problem leitet zum **Atombau** der Elemente.

Schwefel in reiner Form, aber vor allem als Bestandteil von zahlreichen Verbindungen wie z. B. Natriumsulfat Na_2SO_4 oder Acetylcystein (INN, schleimlösender Wirkstoff,  Abb. 1.2) führt zu der Frage der Wirkung solcher chemischen Verbindungen im Körper, d. h. zur Frage der **pharmakologischen Wirkung** oder eventuell auch **Giftwirkung**.

Die aus den Versuchsbeobachtungen abgeleiteten Teilantworten zur 1. Frage „Womit befasst sich die Chemie?“ sind in der folgenden Aufzählung zusammengestellt. Sie zeigen gleichzeitig wichtige Arbeitsgebiete dieses Lehrbuches auf.

- Aggregatzustände von Stoffen,
- physikalisch-chemische Eigenschaften von Stoffen,
- chemische Reaktionen (z. B. Redox-Reaktion, Säure-Base-Reaktion),

- Reaktionsgleichungen,
- Kinetik chemischer Reaktionen,
- chemische Bindung,
- Atombau,
- pharmakologische Wirkung und Giftwirkung von Stoffen.



○ Abb. 1.2 Strukturformel von Acetylcystein

Welchen Nutzen bringt die Chemie?

Die meisten Menschen nehmen die Chemie nur wahr, wenn die Medien über Zwischenfälle berichten. Dadurch wird eine objektive Betrachtung und Diskussion über Nutzen und Risiko erschwert. Das Risiko der Chemie ist wie in anderen Bereichen stark abhängig von einem verantwortungsbewussten Umgang. Der Nutzen der Chemie ist bei näherer Betrachtung fast unüberschaubar vielfältig. Es existiert kaum ein Produkt im Alltag, zu dem die Chemie nicht ihren Teil beigetragen hätte. Temperaturbeständige Pfannenbeschichtung, selektiv wirksame Insektenvertilgungsmittel, atmungsaktive Textilfasern, hochwirksame Arzneimittel deuten nur an, dass die Chemie eigentlich eine hohe Akzeptanz verdient. Wie würde es mit der Welternährung ohne Düngemittel aussehen? 1950 musste ein Hektar Ackerland 1,7 Menschen ernähren, heute muss die gleiche Fläche 4,0 Menschen ernähren und im Jahr 2050 wahrscheinlich 6,7 Menschen.

Vor allem die Chemie macht dies möglich. Keine der sogenannten Zukunftswissenschaften kann ohne die Chemie auskommen. Die Chemie ist Dienstleisterin und Innovationsmotor z. B. für die Biotechnologie, die Gesundheits- und Umweltwissenschaften, für die Informations-, Kommunikations- und Nanotechnologie. Vergessen wird auch gerne, wie bedeutend die Chemie als Wirtschaftsfaktor ist. So waren in Deutschland im 3. Quartal 2011 423.000 Menschen in der chemischen Industrie beschäftigt. Dieser Wirtschaftszweig leistete in diesem Zeitraum mit einem Umsatz von 44,5 Mrd. €, darunter Exporte im Wert von 26,9 Mrd. €, einen wesentlichen Beitrag zu einer gesunden Wirtschaft.

Auch in der Ausbildung lässt sich der Nutzen rasch erkennen. Wie will man die Funktion eines Emulgators verstehen oder dessen Einsatz für eine Creme planen, wenn man seine chemische Struktur nicht kennt? Wie will man Ether gefahrlos handhaben, wenn man sich der physikalisch-chemischen Eigenschaften nicht bewusst ist?

In der Pharmazie nimmt die Chemie als eine Basiswissenschaft einen derart breiten Raum ein, dass sich die **Pharmazeutische Chemie** als eigenständiger Wissenschaftsbereich entwickelt hat. Die Pharmazeutische Chemie befasst sich mit der Chemie arzneilich wirksamer Substanzen – in der Pharmakologie auch Wirkstoffe, Arzneistoffe oder **Pharmaka** genannt. Hier sind verschiedene Gesichtspunkte möglich u. a. die Analytik, die Synthese und Beziehungen zwischen der Struktur eines Stoffes und seiner pharmakologischen Wirkung.

Fragen und Übungen zu Kapitel 1

1. Wie nennt man den Stoff „Wasser“ in dem jeweiligen Aggregatzustand?
2. Versuchen Sie sich an eine chemische Reaktion zu erinnern, die Sie aus vergangennem Chemieunterricht kennen und schreiben Sie diese Reaktion mit Reaktionsgleichung nieder.
3. Erklären Sie, warum Schwefeldioxid für den umweltschädlichen „sauren Regen“ mitverantwortlich ist.
4. Auch wenn Kohle verbrennt, findet eine Redox-Reaktion statt. Versuchen Sie, eine Reaktionsgleichung für diese Reaktion aufzustellen.
5. Können Sie bereits eine Antwort auf die Frage geben, warum Schwefel beim Erhitzen mit dem Luftsauerstoff und nicht mit dem Stickstoff der Luft reagiert?
6. Kennen Sie weitere Verbindungen, die Schwefel enthalten?
7. Nennen Sie Beispiele, wo die Chemie in unserem Körper eine Rolle spielt.
8. Können Sie sich ein Beispiel vorstellen, wo Ihnen die Chemie den Umgang mit Arzneimitteln erleichtert?

2 Chemische Grundbegriffe als angleichende Wiederholung

2.1 Chemische Grundbegriffe

2.1.1 Chemische und physikalische Vorgänge

Der Eingangsversuch in ► Kap. 1 (◉ Abb. 1.1) zeigt bereits deutlich den Unterschied zwischen einem chemischen und einem physikalischen Vorgang. Das Schmelzen und Verdampfen des Schwefels sind typische **physikalische Vorgänge**. Die Reaktion des Schwefels mit dem Luftsauerstoff zu einem neuen Stoff, dem Schwefeldioxid, ist ein charakteristischer chemischer Vorgang. Man spricht von einer **chemischen Reaktion**. Genauso liegt beim Lösen von Glucose z. B. für eine Infusionslösung ein **physikalischer Vorgang** vor, während beim Abbau der Glucose zur Energiegewinnung in den Leberzellen **chemische Reaktionen** stattfinden. Da Letztere im lebenden Organismus ablaufen, wird auch von biochemischen Reaktionen gesprochen.

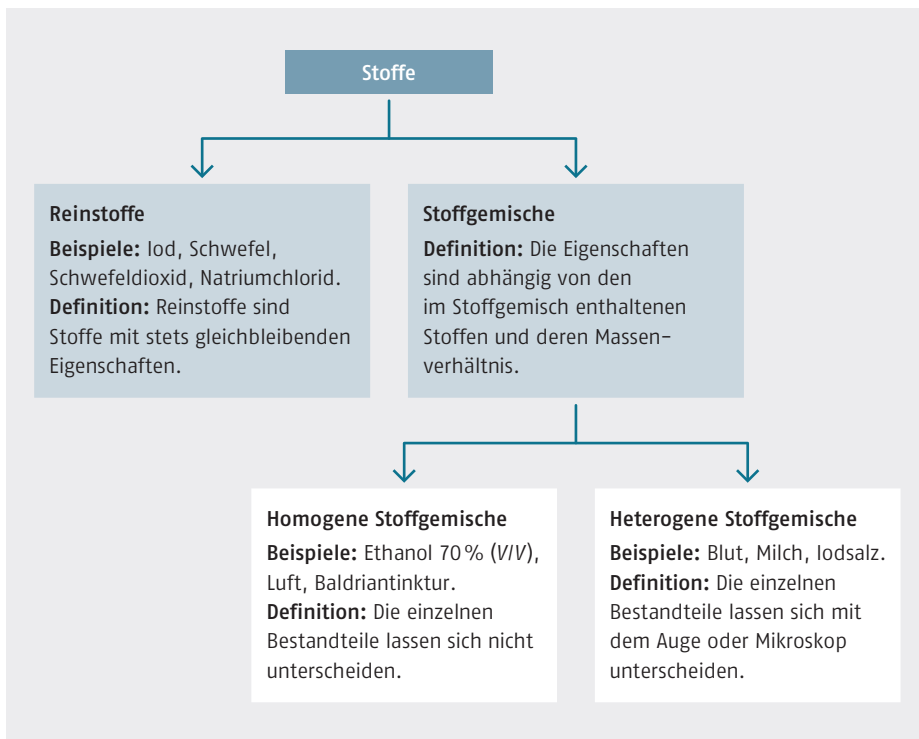
■ **DEFINITION** Vorgänge, bei denen aus einem Stoff ein anderer entsteht, nennt man chemische Reaktionen. Vorgänge, bei denen der Stoff sich zwar ändert, aber kein anderer Stoff entsteht, werden als physikalische Vorgänge bezeichnet.

2.1.2 Stoffbegriff

In dem vergangenen Abschnitt sind Sie immer wieder mit dem Begriff **Stoff** konfrontiert worden. In der Chemie wird unter Stoff eine Substanz oder einfach Materie wie z. B. Schwefel, Kochsalz, Ethanol 70 % (V/V), Iod, Iodsalz verstanden. Stoffe sind stets durch ihre Eigenschaften charakterisiert. Die Chemie lässt sich jetzt kurz und exakt wie folgt definieren.

■ **DEFINITION** Die Chemie ist eine Naturwissenschaft. Sie befasst sich mit Stoffen und ihren Eigenschaften sowie mit Stoffänderungen.

Die oben aufgezählten Stoffbeispiele zeigen bereits, dass Stoffe nochmals unterteilt werden können. Es werden einmal **Reinstoffe** und **Stoffgemische** unterschieden, zum ande-



◉ **Abb. 2.1** Strukturdiagramm zum Stoffbegriff

ren bei den Stoffgemischen nochmals **homogene** und **heterogene** Stoffgemische. Ein Strukturdiagramm soll diese Unterschiede verdeutlichen (◉ Abb. 2.1).

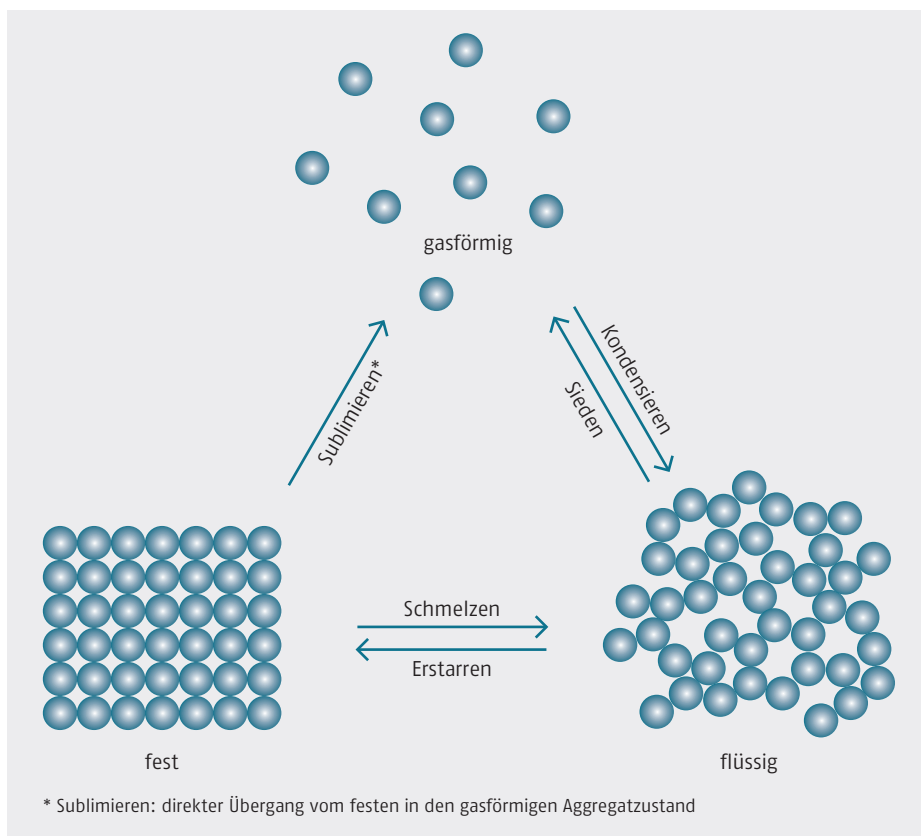
Eine bedeutende Rolle spielt der Stoffbegriff in der Pharmazie im Zusammenhang mit der Definition des Arzneimittelbegriffes (siehe dazu Fach Pharmazeutische Gesetzkunde, Arzneimittelgesetz). Hier können Stoffe z. B. auch Pflanzenteile oder Mikroorganismen sein.

2.1.3 Eigenschaften von Stoffen

In dem Strukturdiagramm wird deutlich, dass Stoffe durch ihre Eigenschaften charakterisiert werden. Eine wichtige Eigenschaft verdeutlichte bereits der Einstiegsversuch in ► Kap. 1. Ein Stoff wie z. B. Schwefel oder Wasser kann in den Zustandsformen **gasförmig** (g, gaseous), **flüssig** (l, liquid) und **fest** (s, solid) vorkommen. Es wird von den unterschiedlichen **Aggregatzuständen** eines Stoffes gesprochen. ◉ Abb. 2.2 zeigt, dass sich die Aggregatzustände mit dem Teilchenmodell beschreiben lassen.

Auch die Temperaturen bei den Übergängen zwischen den Aggregatzuständen zählen zu den charakteristischen Stoffeigenschaften. Diese Stoffeigenschaften sind wichtige Kriterien für Identitäts- und Reinheitsuntersuchungen nach dem Arzneibuch (**Europäisches Arzneibuch** = Pharmacopoea Europaea, Ph. Eur., und **Deutsches Arzneibuch**, DAB). ■ Tab. 2.1 zeigt eine Auswahl von Stoffeigenschaften mit Beispielen.

Einige Stoffe zeigen die besondere Eigenschaft, bei vorsichtigem Erhitzen **direkt** vom festen in den gasförmigen Zustand überzugehen. Es findet eine **Sublimation** eines derar-



• **Abb. 2.2** Die Aggregatzustände nach dem Teilchenmodell. Nach Asselborn et al. 2010

tigen Stoffes statt. Iod und Campher sind Beispiele für solche Stoffe. Campher sublimiert bereits bei Raumtemperatur, was an Wänden und Verschlussinnenseite des Standgefäßes beobachtet werden kann. Sublimation ist eine sehr geeignete Reinigungsmethode für Stoffe, die diese Eigenschaft besitzen.

2.1.4 Analyse und Synthese von Stoffen

Soll die Zusammensetzung eines Stoffes oder eines Stoffgemisches aufgeklärt werden, so spricht man von einer **Analyse**. Die **qualitative** Analyse von Natriumsulfat Na_2SO_4 ergibt, dass es sich hier um eine Verbindung aus den Elementen Natrium, Schwefel und Sauerstoff handelt. Eine quantitative Analyse zeigt, dass die drei Elemente in der Verbindung in einem ganz bestimmten Atomanzahl- und Massenverhältnis vorkommen. Die **Analytik** ist ein wichtiges Teilgebiet der pharmazeutischen Chemie und befasst sich mit Arznei- und Hilfsstoffen. Hier werden Identitäts- und Reinheitsuntersuchungen häufig in die Analytik miteinbezogen.

Als **Synthese** wird die Herstellung einer Verbindung aus den jeweiligen Elementen oder bereits verfügbaren Teilstrukturen bezeichnet. So wird z. B. das Schmerzmittel Acetylsalicylsäure nicht aus den daraus bestehenden Elementen Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff synthetisiert, sondern aus Salicylsäure und Essigsäure.

■ **Tab. 2.1** Stoffeigenschaften

Stoffeigenschaft	Kürzel	Einheit	Beispiele
Siedetemperatur (Siedepunkt)	Sdp.	°C	Wasser 100 °C
Schmelztemperatur (Schmelzpunkt)	Schmp.	°C	Eis 0 °C
Erstarrungstemperatur (Erstarrungspunkt)	–	°C	Essigsäure (Ph. Eur. M) 14,8 °C
Dichte (Die Dichte eines Stoffes ist der Quotient aus Masse und Volumen dieses Stoffes: $\text{Dichte} = \frac{\text{Masse}}{\text{Volumen}}$ Relative Dichte nach Ph. Eur. (Die relative Dichte eines Stoffes ist der Quotient der Masse eines bestimmten Volumens dieses Stoffes und der Masse eines gleichen Volumens Wasser, beides bei 20 °C)	d_{20}^{20}	$\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ (vereinfacht: g/cm^3) –	Wasser 1,000 g/cm³ Wasserfreies Ethanol 0,790 bis 0,793
Löslichkeit z. B. in Wasser (Löslichkeit gemäß Ph. Eur. bedeutet die ungefähre Anzahl Volumenteile Lösungsmittel in Milliliter je Gramm Substanz bei 15 bis 25 °C)	–	–	Calciumsulfat 1,0 g in 500 ml Wasser (20 °C)
Elektrische Leitfähigkeit	κ	μS/cm (Mikrosiemens je Zentimeter)	Lösung von 0,75 g Kaliumchlorid in 1000 g wässr. Lösung > 1330 μS/cm Lösung von 0,75 g Glucose in 1000 g wässr. Lösung > 0,0 μS/cm
Härte (gemäß Härteskala nach Mohs: Skala reicht von 1 bis 10)	–	–	Talk 1 Diamant 10

2.1.5 Trennung von Stoffgemischen

Das Verfahren der Trennung von Stoffgemischen richtet sich nach dem Aggregatzustand der gemischten Stoffe und nach deren physikalisch-chemischen Eigenschaften. Beispiele für Trennverfahren sind Filtration, Sieben, Ausschütteln, Destillation, **fraktionierte Destillation** (Auftrennung eines Flüssigkeitsgemisches durch Destillation) und chromatographische Verfahren. Diese Trennverfahren werden in den praktischen Unterrichtsfächern Chemisch-pharmazeutische Übungen und Galenische Übungen erlernt und eingeübt.

2.1.6 Element und Verbindung

Kupfer(II)-iodid lässt sich bei vorsichtigem Erhitzen im Reagenzglas über der Bunsenflamme in seine Bestandteile Kupfer und Iod zerlegen. Das elementare Iod lässt sich an dem violetten Iod-Dampf erkennen. Kupfer(II)-iodid CuI_2 ist ein Reinstoff, der sich weiter in seine Elemente zerlegen lässt. Es handelt sich um eine **Verbindung**. Iod und Kupfer hingegen sind Reinstoffe, die sich nicht weiter zerlegen lassen. Diese Reinstoffe werden **Elemente** genannt.

■ **DEFINITION** Elemente sind Reinstoffe, die nicht in andere Stoffe zerlegt werden können. Verbindungen sind Reinstoffe, die durch chemische Reaktionen in die Elemente zerlegbar sind.

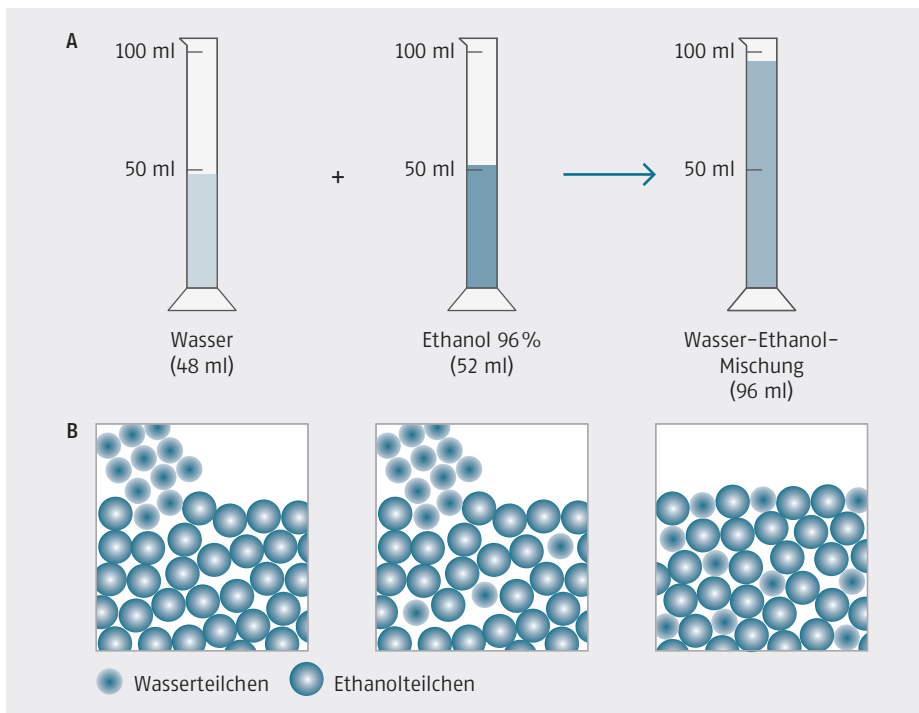
Alle bekannten Elemente sind in dem Periodensystem der Elemente (► Anhang) tabellarisch und systematisch angeordnet.

2.1.7 Teilchenmodell

Beim Arbeiten im Labor oder der Rezeptur kann festgestellt werden, dass beim Mischen von Ethanol und Wasser eine Volumenverringerung (Volumenkontraktion) auftritt (◉ Abb. 2.3 A). Eine anschauliche Erklärung bietet uns das **Teilchenmodell der Materie**.

Die Flüssigkeiten Ethanol und Wasser bestehen aus kugelförmigen unsichtbar kleinsten Teilchen unterschiedlicher Größe. Beim Mischen der beiden Flüssigkeiten lagern sich die kleineren Wasserteilchen in die Lücken zwischen den größeren Ethanolteilchen. Dadurch kommt es zu einer besseren „Raumausnutzung“ (◉ Abb. 2.3 B).

Das Teilchenmodell bietet Erklärungen für weitere physikalische Vorgänge, die im Labor, aber auch im Körper von Bedeutung sind. Wird ein Kristall von Kaliumpermanganat vorsichtig mit der Pinzette in ein mit Wasser gefülltes Becherglas eingebracht, so löst sich der Kristall ohne Rühren oder Erhitzen in geraumer Zeit auf. Dieser Prozess wird an der Bildung von violetten Schlieren im Wasser und schließlich an einer einheitlich violetten Färbung des gesamten Wassers im Becherglas sichtbar. Das Teilchenmodell geht davon aus, dass sich die kleinen Teilchen von Flüssigkeiten – hier Wasser – und gelöste Teilchen in ständiger Bewegung befinden, während die kleinen Teilchen in einem Kristall – hier Kaliumpermanganat – aufgrund ihrer festen Anordnung auf ihren Plätzen nur Schwingungen ausführen können. Die Wasserteilchen **lösen** durch ihre Bewegung die Kaliumpermanganatteilchen aus dem Kristall heraus. Nach geraumer Zeit haben sich alle Wasserteilchen und Kaliumpermanganatteilchen durch ihre Eigenbewegung vollständig vermischt. Letzterer Vorgang wird als **Diffusion** bezeichnet. Er spielt als Transportprozess z. B. für Nähr- und Arzneistoffe eine wichtige Rolle in unserem Körper.



• **Abb. 2.3** Volumenkontraktion beim Mischen von Ethanol und Wasser. A Messzylinder mit 48 ml Wasser und Messzylinder mit 52 ml Ethanol 96 % ergibt Messzylinder mit 96 ml Mischung. B Erklärung der Volumenkontraktion nach dem Teilchenmodell durch vollständigere Raumauffüllung

Die Erkenntnisse dieses Abschnitts werden in folgenden Definitionen zusammengefasst.

■ **DEFINITION** Nach dem Teilchenmodell ist Materie aus kugelförmigen kleinsten Teilchen, die sich in dauernder Bewegung bzw. Schwingung befinden, aufgebaut. Die Teilchen eines Reinstoffes haben die gleiche Größe und Masse. Die Teilchen verschiedener Reinstoffe können sich in Größe und Masse voneinander unterscheiden. Die Vorgänge **Lösen** und **Diffusion** lassen sich mit dem Teilchenmodell erklären. Diffusion ist die selbständige Vermischung von Flüssigkeiten, gelösten Stoffen und Gasen aufgrund von Teilchenbewegungen.

2.1.8 Atom und Molekül

Die Forschungsarbeiten der Physik haben ergeben, dass es sich bei den kleinsten Teilchen der Materie um **Atome** oder **Moleküle** handelt. Wir können den Elementbegriff erweitern und sagen, dass Elemente aus **Atomen** aufgebaut sind. Z. B. besteht das Element Natrium aus Natriumatomen, das Element Chlor aus Chloratomen.

Zwei oder mehr Atome können sich zu festen Einheiten verbinden; es entsteht dann ein **Molekül**:



Die kleinsten Teilchen vieler Gase sind Moleküle, z. B. Chlorgas Cl_2 , Sauerstoff O_2 , Stickstoff N_2 . Der Index „2“ gibt hier die Anzahl der Atome im Molekül an. Chemische Verbindungen sind sehr oft Moleküle, z. B. Glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

2.1.9 Massenangaben in der Chemie: Molekül- und Verhältnisformeln

In der Chemie wird sehr häufig quantitativ gearbeitet, u. a. müssen Wägungen von Stoffen durchgeführt werden. Ohne Weiteres können 10 g oder 10 kg Natriumchlorid abgewogen werden. Wie steht es aber mit der Massenbestimmung von Atomen und Molekülen, also den kleinsten Teilchen von Reinstoffen?

Die Masse von Atomen ist unvorstellbar klein. Dies wird an der folgenden Modellbetrachtung klar: „Der Durchmesser eines Atoms verhält sich zum Durchmesser eines Tennisballs, wie der Durchmesser eines Tennisballs zum Durchmesser der Erde.“

Die unvorstellbar kleinen Massen von Atomen lassen sich heute mit den Methoden der Physik bestimmen:

$$\begin{aligned} m(1 \text{ Wasserstoffatom}) &= 0,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,001\,661\text{ g} = 1,661 \cdot 10^{-24} \text{ g} \\ m(1 \text{ Schwefelatom}) &= 0,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,053\text{ g} = 53 \cdot 10^{-24} \text{ g}. \end{aligned}$$

Um die Atommassen verschiedener Elemente trotz ihrer geringen Masse miteinander vergleichen und weniger umständlich handhaben zu können, wurde die **atomare Masseneinheit u** (unit: Einheit) eingeführt. Für Wasserstoff und Schwefel ergibt sich dadurch:

$$\begin{aligned} m(1 \text{ Wasserstoffatom}) &= 1,008 \text{ u} \\ m(1 \text{ Schwefelatom}) &= 32,07 \text{ u} \end{aligned}$$

Die Masse des Schwefelatoms ist demnach ungefähr 32-mal so groß wie die Masse des Wasserstoffatoms. Die Anzahl von Wasserstoffatomen in **1 u Wasserstoff** ergibt sich wie folgt:

$$\frac{1}{1,661 \cdot 10^{-24}} = 6,0 \cdot 10^{23} \text{ Wasserstoffatome}$$

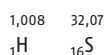
Die gleiche Zahl wird erhalten für die Anzahl der Schwefelatome in **32 u Schwefel**:

$$\frac{32}{53 \cdot 10^{-24}} = 6,0 \cdot 10^{23} \text{ Schwefelatome}$$

Erkennbar ist, dass der Zusammenhang der wirklichen Masse eines Atoms und der Atommasse in **u** über die Zahl $6,0 \cdot 10^{23}$ gegeben ist.

■ **DEFINITION** Die Masse von Atomen wird in der atomaren Masseneinheit u angegeben. Die Masse eines Atoms in der Einheit u gibt an, wievielmals so groß seine Masse im Verhältnis zu der eines Wasserstoffatoms ist. Der Zusammenhang zwischen der wirklichen Masse eines Atoms und der Atommasse in u ist durch die Zahl $6,0 \cdot 10^{23}$ gegeben. Das Arzneibuch verwendet für die Atommasse in u den Begriff der **relativen Atommasse** (A_r) und lässt das Einheitszeichen u weg.

Die Elemente sind im Periodensystem der Elemente (PSE) mit ihren chemischen Symbolen eingetragen (► Anhang). Jedes dieser Symbole trägt noch Ziffern z. B.



Über dem Symbol steht die Atommasse. Diese Ziffer wird als **Massenzahl** bezeichnet. Die Ziffer links vor dem Symbol ist die **Ordnungszahl** (► Kap. 3.4.1).

Es stellt sich die Frage, wie sich die Masse von Verbindungen ergibt?

Für **Moleküle** ergibt sich die Molekülmasse unter Zuhilfenahme des PSE aus den Atomsorten und dem Atomanzahlverhältnis der entsprechenden **Molekülformeln** (**Summenformeln**). Z. B. für das Sauerstoffmolekül O_2 ist das die Molekülmasse: $16\text{ u} + 16\text{ u} = 32\text{ u}$ und für das Kohlendioxidmolekül CO_2 : $12\text{ u} + 16\text{ u} + 16\text{ u} = 44\text{ u}$.

■ Das Arzneibuch verwendet für die Molekülmasse in u den Begriff der **relativen Molekülmasse** (M_r) und lässt das Einheitszeichen u weg.

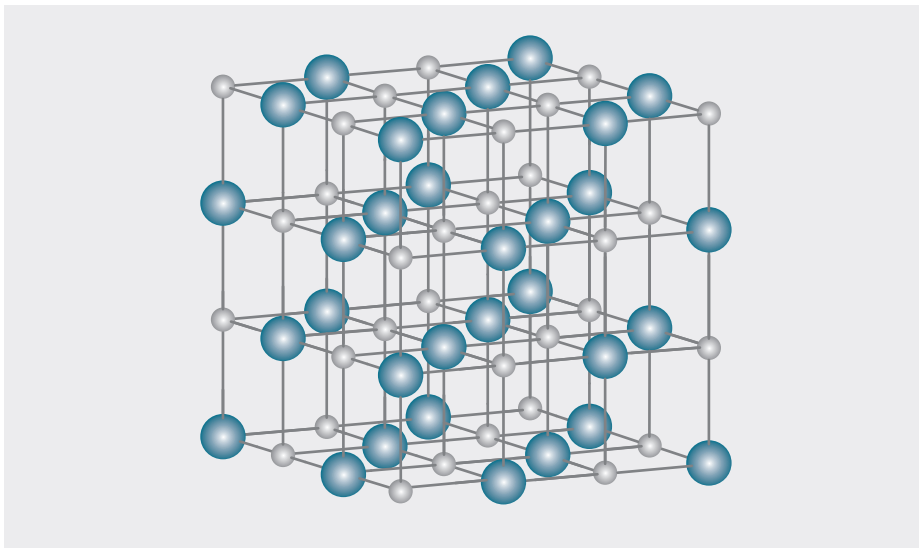
Das räumliche Modell von kristallinen Verbindungen wie z. B. Natriumchlorid (◉ Abb. 2.4) lässt deutlich erkennen, dass hier keine abgegrenzten Atomgruppen vorliegen, wie es bei Molekülen der Fall ist. Es kann hier also nur von „Formeleinheiten“ und nicht von Molekülen gesprochen werden.

Im Natriumchlorid NaCl ist das Atomanzahlverhältnis im Kristallgitter 1:1. Dies wird durch die entsprechende **Verhältnisformel** Na_1Cl_1 wiedergegeben. In einer vereinfachten Schreibweise ist vereinbart worden, die Zahl 1 nicht zu schreiben. Demnach lautet die Verhältnisformel NaCl . Für Magnesiumchlorid lautet die Verhältnisformel MgCl_2 , es liegt ein Atomanzahlverhältnis von 1:2 vor.

Für diese „Formeleinheiten“ ergibt sich die Masse aus der Summe der Atommassen der beteiligten Atome, d. h. für Natriumchlorid: $23,0\text{ u} + 35,5\text{ u} = 58,5\text{ u}$ und für Magnesiumchlorid: $24,3\text{ u} + 35,5\text{ u} + 35,5\text{ u} = 95,3\text{ u}$.

■ **Molekülformeln (Summenformeln)** geben Art und Anzahl der Atome an, aus denen das Molekül eines Stoffes aufgebaut ist. Z. B. zahlreiche Gase und Flüssigkeiten bestehen aus Molekülen.

Verhältnisformeln geben das Anzahlverhältnis der Atomarten in einer Verbindung an. Man verwendet die Verhältnisformel für salzartige Verbindungen. Bei Molekülen stimmt die Verhältnisformel oft mit der Molekülformel überein, z. B. bei H_2O und SO_2 , nicht jedoch bei Wasserstoffperoxid. Hier ist die Molekülformel H_2O_2 , die Verhältnisformel aber HO .



• **Abb.2.4** Räumliches Modell des Kristallgitters von Natriumchlorid (vereinfacht)

Mol, molare Masse, Molvolumen

Die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Barium mit Schwefel zu Bariumsulfid lautet:



Die Reaktionsgleichung zeigt, dass Barium- und Schwefelatome nur in gleicher Atomanzahl miteinander reagieren können. Für die obige Reaktion müssten demnach 137,3 u Barium und 32,1 u Schwefel zur Reaktion gebracht werden. Wird von einer der beiden Atomsorten eine größere Stoffportion eingesetzt, so bleibt bei der Reaktion ein entsprechender Anteil übrig. Es ist sofort ersichtlich, dass die **atomare Masseneinheit u** für das Labor eine nicht praktikable Größe ist. Aus diesem Grund wurde für Stoffportionen eine weitere SI-Einheit, das **Mol** als Einheit mit dem Einheitszeichen **mol** für die **Stoffmenge n** eingeführt.

■ **DEFINITION** Eine Stoffportion mit der Stoffmenge $n = 1 \text{ mol}$ enthält $6,0 \cdot 10^{23}$ (genauer $6,022 \cdot 10^{23}$) Teilchen. Die Teilchen können Atome, Moleküle oder „Formeleinheiten“ sein.

Die Zahl $6,0 \cdot 10^{23}$ wurde bereits oben bei dem Zusammenhang zwischen der wirklichen Masse eines Atoms und der Atommasse in u aufgeführt. Nach dem italienischen Physiker Amadeo Avogadro wird die genaue Zahl als Avogadro'sche Zahl bezeichnet.

Beispiele

$6,0 \cdot 10^{23}$ Wasserstoffatome H ergeben 1 mol Wasserstoff (atomar)

$6,0 \cdot 10^{23}$ Wasserstoffmoleküle H_2 ergeben 1 mol Wasserstoff (molekular)

$6,0 \cdot 10^{23}$ Natriumatome Na ergeben 1 mol Natrium

$6,0 \cdot 10^{23}$ Chlormoleküle Cl_2 ergeben 1 mol Chlorgas

$6,0 \cdot 10^{23}$ „Formeleinheiten“ Natriumchlorid NaCl ergeben 1 mol Natriumchlorid

■ **DEFINITION** Die Masse von 1 mol eines Stoffes wird **molare Masse** oder auch **Molmasse** M genannt. Die molare Masse in Gramm stimmt zahlenmäßig mit der Masse eines Teilchens in u überein. Die Einheit für die molare Masse M ergibt sich als Quotient von m/n ($M = \frac{m}{n}$), Einheit: $\frac{\text{Gramm}}{\text{Mol}}$ (Einheitszeichen $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$, vereinfacht g/mol).

Beispiele

1 mol Wasserstoff (atomar) hat die molare Masse $M = 1,0 \text{ g/mol}$

1 mol Wasserstoff (molekular) hat die molare Masse $M = 2,0 \text{ g/mol}$

1 mol Natrium hat die molare Masse $M = 23,0 \text{ g/mol}$

1 mol Chlormoleküle hat die molare Masse $M = 71,0 \text{ g/mol}$

1 mol Natriumchlorid hat die molare Masse $M = 58,5 \text{ g/mol}$

1 mol Glucose hat die molare Masse $M = 180,2 \text{ g/mol}$

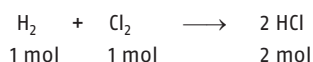
Die Stoffmenge **Mol** bietet demnach eine konkrete Möglichkeit, mit Stoffen quantitativ umzugehen und sie für chemische Reaktionen einzusetzen. Bei der o.g. Reaktion von Barium mit Schwefel würden also 137,3 g (= 1 mol) Barium und 32,1 g (= 1 mol) Schwefel zur Reaktion gebracht werden.

Beispiel

Es liegt die Stoffportion $m = 64,2 \text{ g}$ Schwefel vor, dies sind $n = 2 \text{ mol}$.

Für die molare Masse von Schwefel ergibt sich dann $M = 64,2 \text{ g} : 2 \text{ mol} = 32,1 \text{ g/mol}$.

Es erhebt sich nun noch die Frage, wie mit Gasen umgegangen werden soll, wenn diese für eine Reaktion benötigt werden. Wie viel Wasserstoff und wie viel Chlorgas müssen z. B. miteinander zur Reaktion gebracht werden, damit die folgende Reaktion quantitativ abläuft?



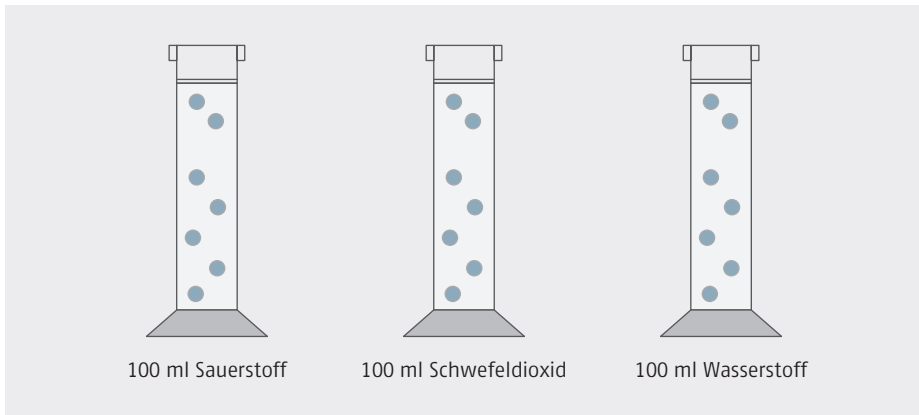
Der Reaktionsgleichung entsprechend müssten entsprechend dem Verhältnis der reagierenden Stoffmengen 2,0 g Wasserstoff mit 71,0 g Chlor abgewogen und zur Reaktion gebracht werden. Es wird deutlich, dass dies wegen des Gaszustandes der Stoffe nicht praktikabel ist! Hier helfen die als Satz formulierten Erkenntnisse des Physikers Amadeo Avogadro weiter.

SATZ VON AVOGADRO

In gleichen Volumina verschiedener Gase sind gleich viele Teilchen enthalten, wenn der Druck der Gasportionen und deren Temperatur gleich sind.

Dieser Satz lässt folgende Umkehrung zu: Gleich viele Teilchen (Atome oder Moleküle) verschiedener Gase nehmen bei gleichem Druck und gleicher Temperatur die gleichen Volumina ein.

○ Abb. 2.5 veranschaulicht diese Gesetzmäßigkeit.



• **Abb. 2.5** Teilchenzahlen in gleichen Volumina verschiedener Gase bei gleicher Temperatur

Da 1 mol eines jeden Stoffes die gleiche Anzahl von Teilchen enthält (s.o.), muss auch 1 mol von verschiedenen Gasen unter Normbedingungen, d. h. bei 0 °C und einem Druck von 1013 hPa (1013 mbar), das gleiche Volumen einnehmen. Dieses ist das **molare Volumen** V_m auch **Molvolumen** genannt. Es beträgt 22,4 l/mol.

$$V_m = \frac{V}{n} \quad \text{Einheit: } \frac{\text{Liter}}{\text{Mol}} \quad (\text{l/mol})$$

Beispiel 1

5 mol Chlorgas nehmen unter Normalbedingungen ein Volumen von 112 l ein. Zu berechnen ist das molare Volumen V_m .

$$V_m = \frac{112}{5} \text{ l/mol} = 22,4 \text{ l/mol}$$

Beispiel 2

Es liegen 78,4 l Stickstoff unter Normalbedingungen vor. Wie viel mol Stickstoff liegen vor?

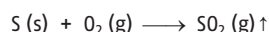
$$V_m = \frac{V}{n} \text{ ergibt umgeformt } n = \frac{V}{V_m} = \frac{78,4}{22,4} = 3,5 \text{ mol}$$

2.2 Merkmale von chemischen Reaktionen

Um uns herum und in uns laufen fortwährend chemische Reaktionen ab. Damit liegt ein wesentliches Merkmal der Chemie vor – auch „Leben“ bedeutet, dass stets Reaktionen ablaufen. Die folgenden Abschnitte führen ausführlicher in die Merkmale chemischer Reaktionen ein und zeigen deren praktische Bedeutung.

2.2.1 Reaktionsgleichung

Hier soll nochmals die Reaktion des Eingangsversuches aus ► Kap.1 herangezogen werden.



Die Reaktion von Schwefel mit Sauerstoff zu Schwefeldioxid ist als **chemische Reaktionsgleichung** dargestellt. Für die Reaktionspartner werden **Elementsymbole** (S für Schwefel von lat. Sulfur, O für Sauerstoff von lat. Oxygenium) und **Formeln** für die aus den Elementen zusammengesetzten Verbindungen (SO_2) verwendet. Die Angabe der Aggregatzustände (g, l, s) ist nicht immer erforderlich. Der nach oben gerichtete Pfeil ($\uparrow$) soll andeuten, dass Gas bei der Reaktion entweicht.

Zwei Arten von Formeln wurden bereits beschrieben: die Molekülformeln und die Verhältnisformel (► Kap.2.1.9).

Die Stoffe auf der linken Seite der Reaktionsgleichung werden als Ausgangsstoffe oder **Edukte** bezeichnet, die Stoffe der rechten Seite als Endprodukte oder einfach **Produkte**.

2.2.2 Stoffumsatz

Werden bei einer chemischen Reaktion die Massen der Edukte und Produkte experimentell sorgfältig bestimmt, lässt sich feststellen, dass dabei keine Masse verloren geht. Diese Tatsache wird als **Gesetz von der Erhaltung der Masse** bezeichnet.

■ **DEFINITION** Bei jeder chemischen Reaktion ist die Gesamtmasse der Produkte gleich der Gesamtmasse der Edukte.

Anhand des oben genannten Beispiels sieht das wie folgt aus:

	S	+	O ₂	→	SO ₂ ↑
Atom- bzw. Molekülmasse	32,0 u		32,0 u		64,0 u
Molare Masse	32,0 g		32,0 g		64,0 g

32,0 g Schwefel und 32,0 g Sauerstoff müssen 64,0 g Schwefeldioxid ergeben!
(Zahlenwerte einfachheitshalber gerundet)

Die quantitative Erfassung einer Reaktionsgleichung führt zum „chemischen Rechnen“, der sogenannten **Stöchiometrie**. Sie ermöglicht die praktische Anwendung, d. h. die Berechnung verschiedener Größen aus dem **Stoffumsatz**.

Beispiel

Aus Schwefel und Sauerstoff sollen 192,0 g Schwefeldioxid = $m(\text{SO}_2)$ hergestellt werden. Wie viel Gramm Schwefel und wie viel Gramm Sauerstoff müssen für diese Reaktion eingesetzt werden?

Für den Stoffumsatz lässt sich folgende Verhältnisgleichung aufstellen:

$$m(\text{S}) : m(\text{SO}_2) = 32,0 \text{ g} : 64,0 \text{ g}$$

Die Masse des Schwefels $m(\text{S})$ errechnet sich daraus wie folgt:

$$m(\text{S}) = \frac{32,0 \text{ g} \cdot 192,0 \text{ g}}{64,0 \text{ g}} = 96,0 \text{ g Schwefel}$$

Entsprechend wird für die Berechnung der Masse des Sauerstoffs $m(\text{O}_2)$ verfahren:

$$m(\text{O}_2) : m(\text{SO}_2) = 32,0 \text{ g} : 64,0 \text{ g}$$

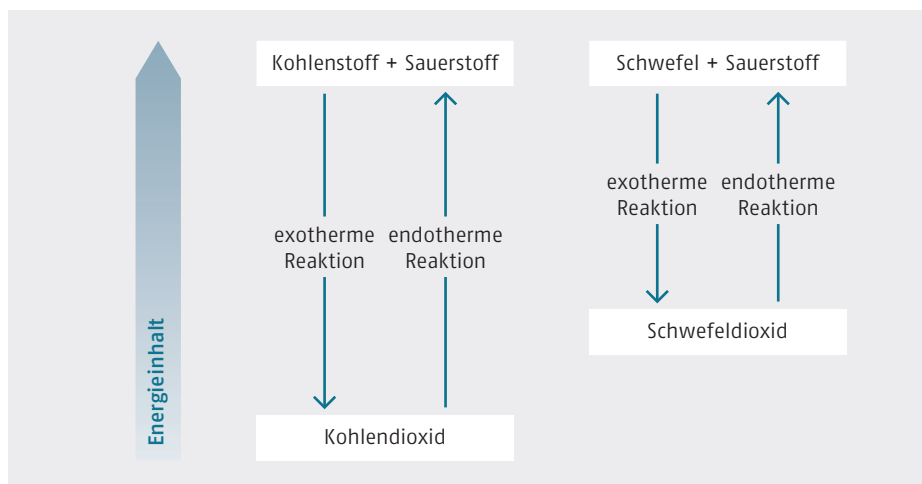
$$m(\text{O}_2) = \frac{32,0 \text{ g} \cdot 192,0 \text{ g}}{64,0 \text{ g}} = 96,0 \text{ g Sauerstoff}$$

2.2.3 Energieumsatz bei chemischen Reaktionen

Bei der nun folgenden Betrachtung, wird von der Vorstellung ausgegangen, dass jeder Stoff einen bestimmten **Energieinhalt** besitzt, der durch die dauernde Wärmebewegung der kleinsten Teilchen in dem betreffenden Stoff bedingt ist.

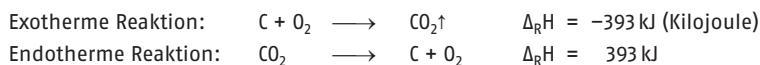
Wenn Kohle verbrennt, entsteht dabei Wärme. Dies wird ersichtlich am Anstieg der Raumtemperatur in einem kohlebeheizten Raum. Die Kohle brennt jedoch erst, wenn sie an irgendeiner Stelle durch eine andere Energiequelle, z. B. einen brennenden Holzseht, „gezündet“, d. h. mit einer entsprechenden **Aktivierungsenergie** (► Kap. 8.3) versehen worden ist. Dann brennt die Kohle bei genügend Luftzufuhr ohne weiteres Zutun ab. Die Herkunft der beim Verbrennen freiwerdenden Wärmeenergie kann man sich wie folgt vorstellen: Das Gemisch der Edukte Kohle (besteht aus Kohlenstoff) und Sauerstoff der Luft besitzt einen höheren Energieinhalt als die Produkte (in diesem Fall nur Kohlendioxid). Die Differenz der Energieinhalte wird als **Reaktionswärme** abgegeben. Chemische Reaktionen, die unter Energieabgabe ablaufen, werden als **exotherme Reaktionen** bezeichnet (► Abb. 2.6).

Umgekehrt lässt sich das Kohlendioxid durch Energiezufuhr wieder in die Edukte zerlegen. Chemische Reaktionen, die unter Energieaufnahme ablaufen, werden als **endotherme Reaktionen** bezeichnet (► Abb. 2.6). Hier muss also **Reaktionswärme** aufgebracht werden. Energiemessungen zeigen, dass die Energie, die bei der Bildung einer Verbindung aus den Elementen frei wird, genau so groß ist, wie die Energie, die zur Zerlegung der Verbindung in die Elemente aufgewendet werden muss.



◉ Abb. 2.6 Exotherme und endotherme chemische Reaktionen

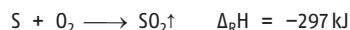
Der energetische Ablauf einer Reaktion lässt sich in der Reaktionsgleichung entsprechend ausdrücken:



$\Delta_{\text{R}}\text{H}$ (sprich Delta H; _R steht für Reaktion) bedeutet die Differenz der Energieinhalte von Edukten und Produkten. Vereinbarungsgemäß erhalten die Energiebeträge einer exothermen Reaktion ein negatives Vorzeichen und die Energiebeträge einer endothermen Reaktion ein positives Vorzeichen. $\Delta_{\text{R}}\text{H}$ wird wissenschaftlich exakt nicht als Reaktionswärme, sondern als **Reaktionsenthalpie** bezeichnet, weil Druckänderungen während der Reaktion die Reaktionswärme beeinflussen. Die Reaktionsenthalpie soll vereinfacht wie folgt definiert werden:

■ **DEFINITION** Die Reaktionsenthalpie $\Delta_{\text{R}}\text{H}$ ist die bei einer Reaktion unter konstantem Druck aufgenommene oder abgegebene Reaktionswärme.

Die Reaktionsgleichung zum einleitenden Versuch in ► Kap. 1 lässt sich nun auch energetisch vervollständigen:



Es handelt sich hier demnach um eine exotherme Reaktion, bei der 297 kJ freigesetzt werden. Die umgesetzte Energie bei chemischen Reaktionen wird in der Einheit **Kilojoule** (kJ) angegeben. 4,2 kJ entsprechen 1 kcal. Der Betrag von $\Delta_{\text{R}}\text{H}$ bedeutet, falls nicht anders vermerkt, im weiteren Verlauf dieses Lehrbuchs den Umsatz gemäß der vorliegenden Formeln und wird **Formelumsatz** (FU) genannt. Die Frage ist, warum der Reaktionsenthalpie so viel Bedeutung zukommt. Zunächst ist offensichtlich, dass bei Verbrennungsprozessen wie z. B. von Kohle die mögliche „Energieausbeute“ wirtschaftlich und technisch von Bedeutung ist. Die Messung von Reaktionsenthalpien liefert darüber hinaus grundlegende Erkenntnisse über die Eigenschaften und das Reaktionsverhalten von Stoffen.

Fragen und Übungen zu Kapitel 2

- Ordnen Sie die folgenden Vorgänge den Begriffen „physikalischer Vorgang“ und „chemischer Vorgang“ zu:
 - Verbrennung von Kohlenstoff zu Kohlendioxid,
 - Resorption und Verteilung eines Pharmakons im Körper,
 - Abdestillieren von Ethanol aus einem Ethanol-Wasser-Gemisch,
 - die Umsetzung von Wasserstoff mit Chlor,
 - die Verteilung von Salicylsäure in einer Salbengrundlage.
- Ist Iodsalz ein Reinstoff oder ein Stoffgemisch?
- Welche Stoffeigenschaften der Acetylsalicylsäure werden im Ph. Eur. beschrieben?
- Welches Ergebnis würde eine qualitative Analyse von Glucose ergeben?
- Wie ist das Atomanzahl- und Massenverhältnis in folgenden Verbindungen: Kohlendioxid, Schwefelsäure?
- Welche Masse besitzt die „Formeleinheit“ von Calciumchlorid? Welche Molekülmasse hat Ethanol (Molekülformel $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$)?
- Suchen Sie aus Ph. Eur. die Molekülmasse des Schmerzmittels Paracetamol heraus und berechnen Sie dann die Masse (m) von 3 mol dieses Stoffes.
 - Wie viele Fructosemoleküle sind in einem mol Fructose enthalten und welche Molmasse besitzt Fructose? Summenformel von Fructose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
 - Es liegt eine Stoffportion Natriumsulfat $m = 710 \text{ g}$ vor. Wie groß ist die Stoffmenge n ?
- Welches Volumen nehmen $6,0 \cdot 10^{23}$ Heliumatome unter Normalbedingungen ein?
 - Wie viel mol Fluor F_2 sind in 67,2 l Fluorgas unter Normalbedingungen enthalten?
- Welche qualitativen und quantitativen Aussagen können Sie zum Ablauf der folgenden Reaktion machen?
$$2 \text{ Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ MgO} \quad \Delta_{\text{R}}H = -1204 \text{ kJ}$$
- Wasserstoff und Chlor(gas) sollen zu Chlorwasserstoff umgesetzt werden. Bei der Reaktion sollen 146,0 g Chlorwasserstoff entstehen. Wie viel Gramm Wasserstoff und wie viel Gramm Chlor(gas) müssen für diese Reaktion eingesetzt werden?
- Nachdem Sie dieses Kapitel über „Grundbegriffe der Chemie“ durchgearbeitet haben, versuchen Sie doch bitte, die Aufgaben der Chemie so zusammenzustellen, wie diese ihrer Auffassung nach lauten können.
- Fertigen Sie ein Strukturdiagramm von möglichst vielen der in diesem Kapitel neu eingeführten, fett gedruckten, chemischen Strukturbegriffe. • Abb. 2.1 gibt Ihnen eine Anregung, wie Sie die Aufgabe angehen können.

3 Atombau

3.1 Merkmale und Probleme von Modellen

Das **Teilchenmodell** hat in ► Kap. 2 ausgereicht, um Stoffeigenschaften wie z. B. die Aggregatzustände plausibel zu erklären. Zahlreiche Stoffeigenschaften lassen sich mit diesem Modell jedoch nur unzureichend erklären. Hierher gehören u. a. Kristallstrukturen, Leitfähigkeit und Bindungsverhalten. Da **Modelle** stets nur eine eingeschränkte Aussagefähigkeit besitzen, werden einige Probleme und Kennzeichen von Modellen kurz zusammengestellt:

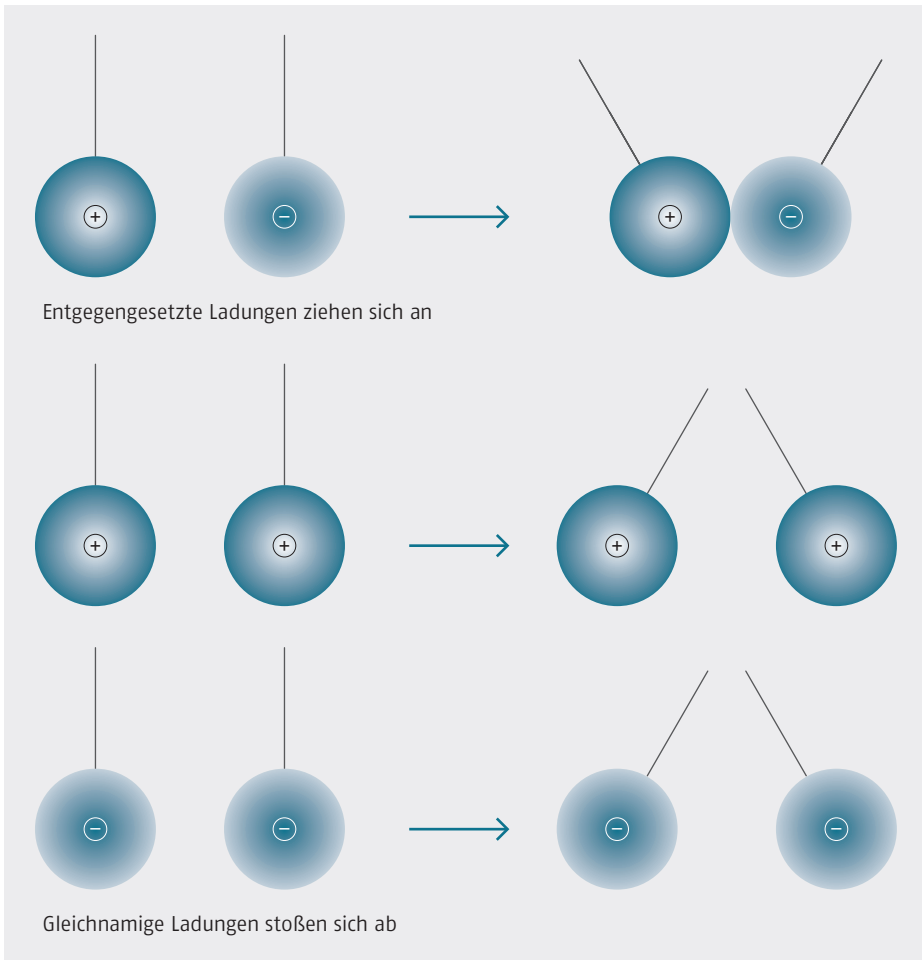
- Modelle stimmen nur teilweise mit der Wirklichkeit überein.
- Modelle stellen meist eine starke Vereinfachung der Wirklichkeit dar.
- Modelle können sich verändern, wenn weitergehende Erkenntnisse über die Wirklichkeit z. B. durch Forschung erlangt werden.
- Modelle erklären Sachverhalte nur zum Teil, d. h., oft müssen für einen Sachverhalt oder ein Phänomen mehrere Modelle herangezogen werden.

Die Entdeckungen und Forschungsergebnisse der Physik ermöglichen einen immer tieferen Einblick in den Aufbau der Materie und haben dadurch auch zu weitergehenden Modellen des Atoms geführt, das bisher nur als „kleinstes Teilchen“ bezeichnet wurde.

Das Atom besteht aus weiteren Bausteinen, den sogenannten **Elementarteilchen**. Bevor Sie sich mit den charakteristischen Merkmalen dieser Elementarteilchen vertraut machen, ist es notwendig, sich mit dem grundlegenden Phänomen der **Ladung** zu befassen.

3.2 Ladungen

Jeder hat die Beobachtung gemacht, dass es beim Hantieren mit Kleidungsstücken aus bestimmten Textilfasern knistert oder dass man nach Überschreiten eines Teppichbodens an der Türklinke einen „Schlag“ bekommt. Bei den genannten Beispielen waren **elektrische Ladungen** im Spiel. Ein Stoff kann positiv oder negativ aufgeladen sein. Stets enthalten Stoffe elektrische Ladungen. Sind die positiven und negativen Ladungsportionen gleich groß, so ist der Stoff nach außen ungeladen.



• **Abb. 3.1** Verhalten von Ladungen zueinander

3.2.1 Verhalten von Ladungen zueinander

• Abb. 3.1 veranschaulicht das Verhalten von Ladungen zueinander.

Deutlich wird, dass sich entgegengesetzte Ladungen anziehen und gleichnamige Ladungen sich abstoßen. Die Kräfte zwischen entgegengesetzten Ladungen nennt man **elektrostatische Anziehungskräfte** oder **Coulomb-Anziehungskräfte**.

3.2.2 Beweglichkeit von Ladungen

Vom Stromnetz her ist uns bekannt, dass Ladungen durch Kabel aus Kupfer fließen können. Grundsätzlich sind Ladungen in Metallen beweglich. Durch Anlegen einer Spannung kommen die Ladungen zum Fließen. Bei diesen fließenden Ladungen handelt es sich um **Elektronen** als Träger der kleinsten negativen Ladungsmenge. Diese wird auch als **negative Elementarladung** bezeichnet. Die positiven Ladungen sitzen fest.

Metalle sind mehr oder weniger gute Stromleiter. Kupfer besitzt eine bessere elektrische Leitfähigkeit als z. B. Blei.

In Nichtmetallen wie Schwefel sind die Elektronen nicht oder kaum beweglich. Sie werden auch als Nichtleiter bezeichnet.

3.3 Atom

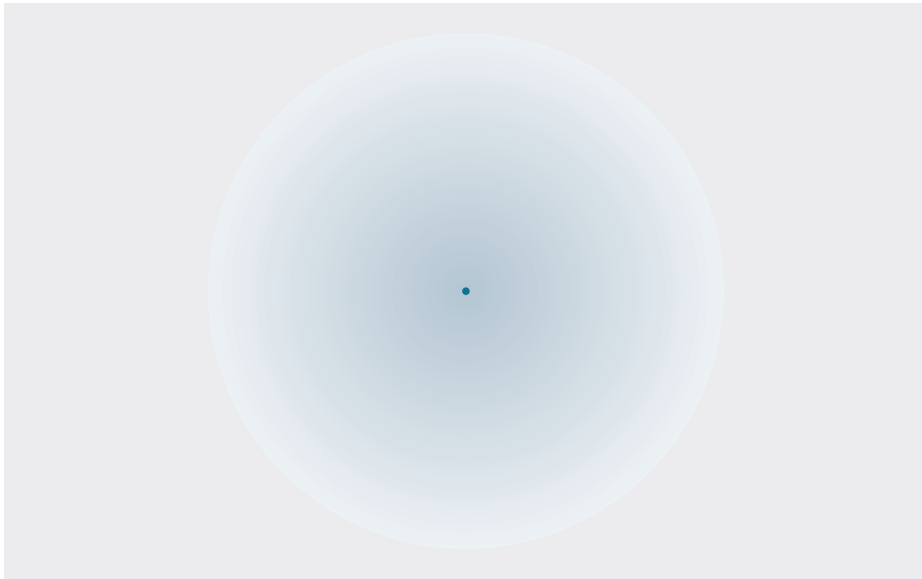
Welche Erkenntnisse haben die Forschungsergebnisse der Physik im Hinblick auf die Elementarteilchen der Atome erbracht? ■ Tab. 3.1 stellt die für die weiteren Betrachtungen wichtigen Elementarteilchen mit ihren Merkmalen zusammen. Das **Elektron** als Träger der negativen Elementarladung wurde bereits beschrieben. Würden aus einem Atom alle Elektronen entfernt, so bliebe der **Atomkern** als positives Teilchen übrig.

■ **MERKE** Ein Atom besteht stets aus einer Elektronenhülle und einem Atomkern, der aus Protonen und Neutronen aufgebaut ist.

Bei den weiteren Betrachtungen wird davon ausgegangen, dass sich die Elektronen in einem kugelförmigen Raum (● Abb. 3.2) um den Atomkern bewegen, wobei sich für diese Bewegungen der Elektronen keine festen Bahnen angeben lassen, d. h., die Elektronen können überall in der Hülle angetroffen werden. Damit sind die Ladungen der Elektronen auch nicht fixiert, sondern über die gesamte Hülle verteilt. Im Atomkern ist fast die gesamte Masse des Atoms vereinigt.

■ **Tab. 3.1** Die Elementarteilchen mit ihren Merkmalen. Nach Eisner et al. 2007

	Elektron	Proton (von griech. Proton, das Erste)	Neutron (Name verweist auf ungeladenen Zustand)
Symbol	$e^{\ominus}$	$p^{\oplus}$	n
Masse in u	0,0005	1,0073	1,0087
Masse in kg	$9,11 \cdot 10^{-31}$	$1,67 \cdot 10^{-27}$	$1,68 \cdot 10^{-27}$
Ladung in Elementarladungen	-1	+1	0
Modellhafte Darstellung			



• **Abb. 3.2** Kugelförmige Elektronenhülle um einen Atomkern. Der Kern ist im Vergleich zur Hülle unvorstellbar klein.

3.4 Anordnung der Elementarteilchen im Atom

Experimente und geniale Einfälle von Physikern und Chemikern führten zu entsprechenden Modellen von der Anordnung der Elementarteilchen, d. h. vom **Atombau**. Bekannte Namen von Forschern sind in diesem Zusammenhang Ernest Rutherford, Niels Bohr, Marie Curie und Werner Heisenberg. Ihre Arbeiten an der Weiterentwicklung des Atommodells wurden mit dem Nobelpreis honoriert. Es ist sinnvoll und übersichtlicher, den Atomkern und die Elektronenhülle einer getrennten und sorgfältigen Betrachtung zu unterziehen.

3.4.1 Atomkern

Der Atomkern ist aus Protonen und Neutronen aufgebaut, die unter dem Begriff **Nukleonen** zusammengefasst werden. Eine Ausnahme bildet der Wasserstoff mit einem Kern, der nur aus einem Proton besteht. Das Proton ist der Träger der **positiven Elementarladung**. Am Beispiel des Symbols für das Element Natrium soll untersucht werden, welche Aussagen die Merkmale des Atomkerns gestatten (• Abb. 3.3).

Die Protonenzahl steht links unten neben dem Elementsymbol. Sie gibt die Anzahl der positiven Ladungen des Kerns wieder. Es ist die **Kernladungszahl**. Sie dient als **Ordnungszahl** für die Stellung des jeweiligen Elementes im Periodensystem der Elemente. Die Zahl links oben am Elementsymbol ist die **Massenzahl** (Atommasse). Sie gibt die Nukleonenzahl wieder und entspricht der Masse des Elementes in der Atommasseneinheit **u**. Die Anzahl der Neutronen ergibt sich aus der Differenz von Nukleon- und Protonenzahl. Da die Ladung der Protonen des Kerns durch die Ladung der Elektronen der Atomhülle ausgeglichen wird, ergibt sich aus der Protonenzahl auch die Elektronenzahl des Atoms.

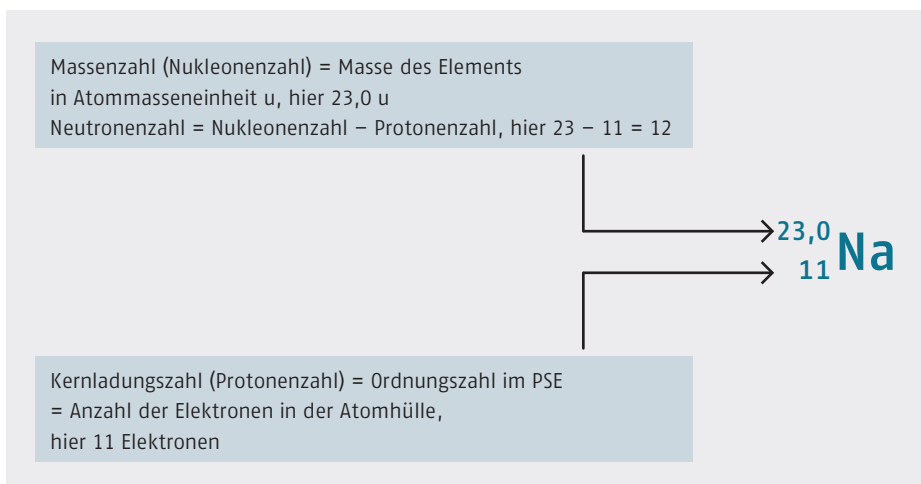


Abb. 3.3 Merkmale des Atomkerns am Beispiel des Symbols für das Element Natrium

Die Neutronen im Kern verhindern, dass die Protonen sich als gleichnamige Ladungen abstoßen. Es sind sehr große Kernkräfte, die die Nukleonen im Kern zusammenhalten. Große Kerne wie z. B. die des Urans sind jedoch instabil. Hier reicht die Kernkraft nicht aus. Sie tendieren zum Zerfall und sind Ursache der Radioaktivität (► Kap. 3.5).

Da die Massenzahl sich aus Protonen- und Neutronenzahl ergibt, müsste diese immer ein ganzzahliges Vielfaches von 1,0 sein. Betrachten wir die einzelnen Elemente des Periodensystems der Elemente, so ist dies nur bei 20 Elementen der Fall. Z. B. Chlor mit der Masse 35,5 u müsste dann 17 Protonen und 18,5 Neutronen besitzen. Halbe Elementarteilchen gibt es nicht. Der Widerspruch wird durch das Auftreten von **Isotopen** erklärt. Genaue Untersuchungen haben ergeben, dass es vom Chlor zwei Atomarten gibt. Ein Chlor mit der Masse 35 u ($^{35}_{17}\text{Cl}$) und ein Chlor mit der Masse 37 u ($^{37}_{17}\text{Cl}$). Beide Male ist es wirklich Chlor, was die gemeinsame Ordnungszahl 17 beweist! Im Chlorgas liegt also stets ein Gemisch aus 75 % Chlor mit der Masse 35 u und 25 % Chlor mit der Masse 37 u vor. Als **Durchschnittswert** ergibt dies eine Masse von 35,5 u. Vom Chlor gibt es demzufolge zwei Isotope.

DEFINITION Atome ein und desselben Elementes, die sich nur in der Anzahl ihrer Neutronen unterscheiden, bezeichnet man als **Isotope** dieses Elementes.

Die Isotope eines Elementes unterscheiden sich nicht durch ihre chemischen Eigenschaften. Dies ist ein Anhaltspunkt dafür, dass die chemischen Eigenschaften durch die Elektronen bedingt werden. Die meisten Elemente sind wie Chlor Isotopengemische. Man spricht von **Mischelementen**. Elemente wie Natrium (Masse 23,0 u) werden auch **Reinelemente** genannt.

Die Erkenntnisse über Misch- und Reinelemente erfordern eine genauere Definition der atomaren Masseneinheit u als sie in ► Kap. 2.1.9 mit Wasserstoff als Bezugsgröße gegeben wurde, da es sich beim Wasserstoff um ein Mischelement handelt.

■ **DEFINITION** Die atomare Masseneinheit wird auf das Kohlenstoffisotop $^{12}_6\text{C}$ bezogen und dann wie folgt definiert: Die atomare Masseneinheit 1u ist $\frac{1}{12}$ der Masse eines Atoms des Kohlenstoff-Isotops $^{12}_6\text{C}$: $1\text{u} = \frac{1}{12} \cdot m(^{12}_6\text{C})$.

3.4.2 Elektronenhülle

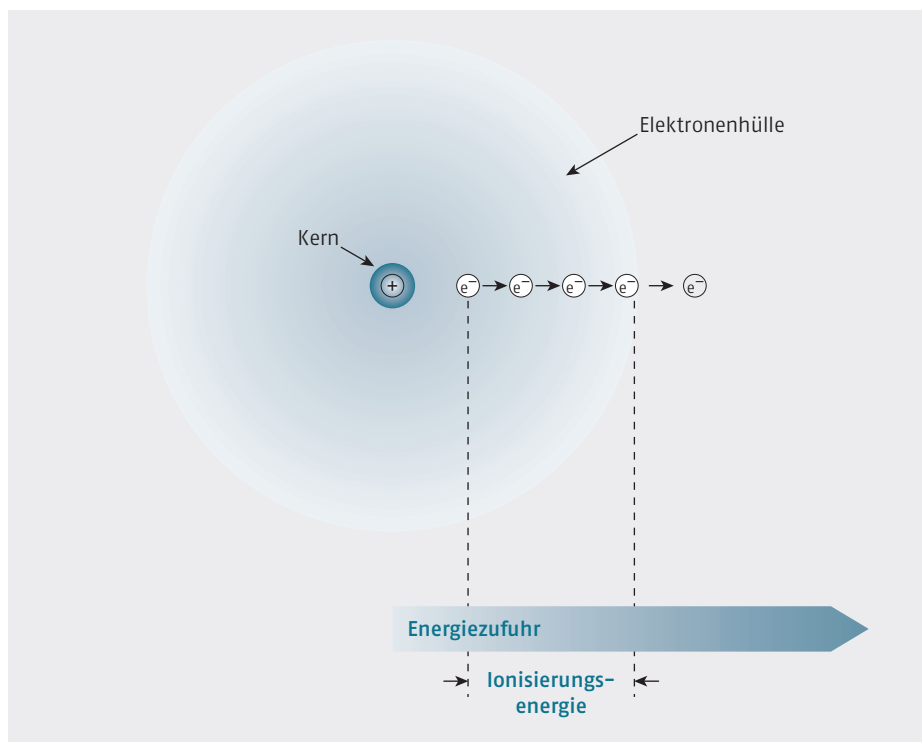
Wenn Antworten auf folgende Fragen gesucht werden:

- warum Edelgase wie z. B. Helium normalerweise mit anderen Elementen keine Verbindungen eingehen oder
- warum Fluor ein sehr „aggressives“ Verhalten zeigt, d. h. äußerst reaktionsfreudig ist,

dann muss die **Elektronenhülle** der Elemente mit ihrem Einfluss auf das Reaktionsverhalten untersucht werden. Auch hier haben Experimente und geniale Ideen zu Modellen vom Bauprinzip der Elektronenhülle geführt, die das Reaktionsverhalten und andere Eigenschaften anschaulich erklären lassen.

Bei der folgenden Betrachtung (• Abb. 3.4) wird vom Verhalten **eines** Elektrons in der Elektronenhülle eines beliebigen Atoms bei **Energiezufuhr** ausgegangen.

Jedes Elektron, das sich in dem kugelförmigen Raum um den Atomkern herum bewegt, besitzt eine bestimmte Energie, es hat einen bestimmten **Energiezustand**. Diesem Energiezustand entspricht auch ein bestimmter mittlerer Abstand des Elektrons vom Atomkern. Bei Energiezufuhr vergrößert sich dieser Abstand des Elektrons vom Atom-



• Abb. 3.4 Verhalten eines Elektrons bei Energiezufuhr

kern. Unter Energieabgabe kann das Elektron in seinen ursprünglichen Zustand „zurückfallen“. Wird bei der Energiezufuhr ein bestimmter Wert überschritten, verlässt das Elektron die Elektronenhülle und entfernt sich damit ganz aus dem Anziehungsbereich des Atomkerns. Das Atom bleibt als einfach positiv geladenes Teilchen, d. h. als **Ion** zurück.

■ **DEFINITION** Ionen (griech. ion: wandernd) sind Atome oder Moleküle, die elektrisch positiv oder negativ geladen sind.

Die Energie, die benötigt wird, um ein Elektron ganz aus dem Anziehungsbereich des Atomkerns oder aus einem bereits vorliegenden Ion zu entfernen, nennt man **Ionisierungsenergie**.

Der Energiebetrag der Ionisierungsenergie wird meist auf 1 mol eines Stoffes bezogen und in Megajoule (MJ) angegeben. Das Wasserstoffatom trägt nur ein Elektron in der Elektronenhülle. Die Ionisierungsenergie für das Elektron des Wasserstoffatoms beträgt 1,313 MJ/mol (= 1313 kJ/mol). Trägt eine Elektronenhülle mehrere Elektronen, so können diese schrittweise entfernt werden. Jedes Elektron hat seine spezifische Ionisierungsenergie.

Bei der Bestimmung der Ionisierungsenergien der einzelnen Elemente ist festgestellt worden, dass sich die Elektronen zu Gruppen, sogenannten **Energiestufen** zusammenfassen lassen. Die Ionisierungsenergien der Elektronen einer Energiestufe unterscheiden sich nur wenig voneinander, während zwischen den Ionisierungsenergien der einzelnen Energiestufen deutliche Unterschiede vorliegen. Veranschaulicht wird dieser Sachverhalt am Beispiel der 11 Elektronen der Elektronenhülle des Natriumatoms anhand der

• Abb. 3.5.

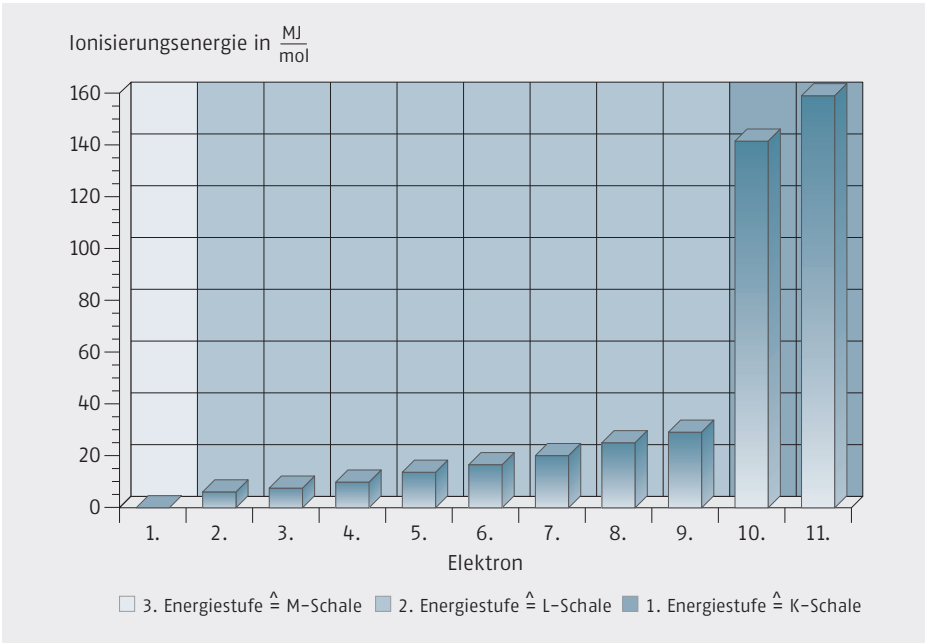
Die Ionisierungsenergie für das zuerst entfernte Elektron ist sehr gering. Es befindet sich auf der 3. Energiestufe und ist am weitesten von Kern entfernt. Es folgt eine Gruppe von 8 Elektronen auf der 2. Energiestufe, bei denen die Ionisierungsenergie jeweils nur geringfügig ansteigt. Zur folgenden Gruppe mit 2 Elektronen findet ein großer Energiesprung statt. Es ist die 1. Energiestufe. Die beiden Elektronen befinden sich am nächsten zum Kern, d. h., sie werden am stärksten vom Kern angezogen. Ihre Abspaltung erfordert die größten Ionisierungsenergien.

Anschaulicher wird das Modell vom Zustand der Elektronen in der Elektronenhülle, wenn von einer schalenartigen Anordnung der Elektronen um den Atomkern ausgegangen wird. Es ergibt sich das **Schalenmodell**, nach dem die drei Energiestufen drei Schalen entsprechen. Die 3. Energiestufe entspricht der äußeren Schale und wird als **M-Schale** bezeichnet. Die 2. und 1. Energiestufe entsprechen dann der **L-Schale** und **K-Schale**.

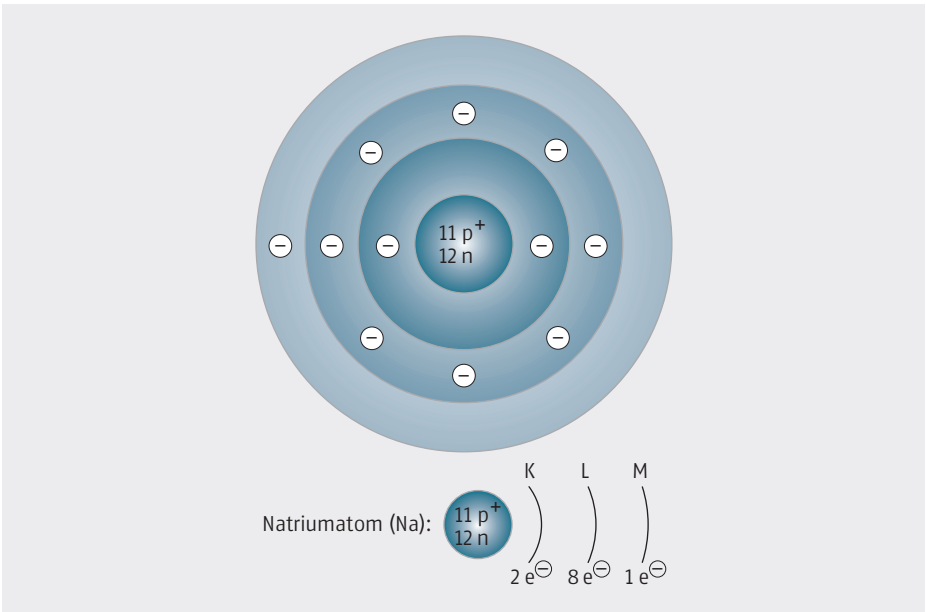
• Abb. 3.6 veranschaulicht diese Zusammenhänge für das Natriumatom.

Bei den anderen Elementen des PSE liegen ähnliche Abstufungen der Ionisierungsenergien vor. Die Anzahl der Elektronen, die sich auf der jeweiligen Schale aufhalten können, ist begrenzt. Da mit zunehmender Ordnungszahl der Elemente auch die Zahl der Elektronen ansteigt, sind sieben Energiestufen bzw. Schalen vorhanden, um den Elektronen den nötigen „Platz“ zu bieten. Von innen nach außen tragen die Schalen die Bezeichnungen K (Nr. 1), L (Nr. 2), M (Nr. 3), N (Nr. 4), O (Nr. 5), P (Nr. 6), Q (Nr. 7). Für die maximale Anzahl z an Elektronen, die eine Schale aufnehmen kann, gilt die Beziehung:

$$z = 2 \cdot n^2 \quad (n \text{ steht für die Nummer der Schale})$$



• **Abb. 3.5** Ionisierungsenergien und Energiestufen der 11 Elektronen des Natriumatoms. Nach Asselborn et al. 2010



• **Abb. 3.6** Schalenmodell des Natriumatoms. Nach Asselborn et al. 2010

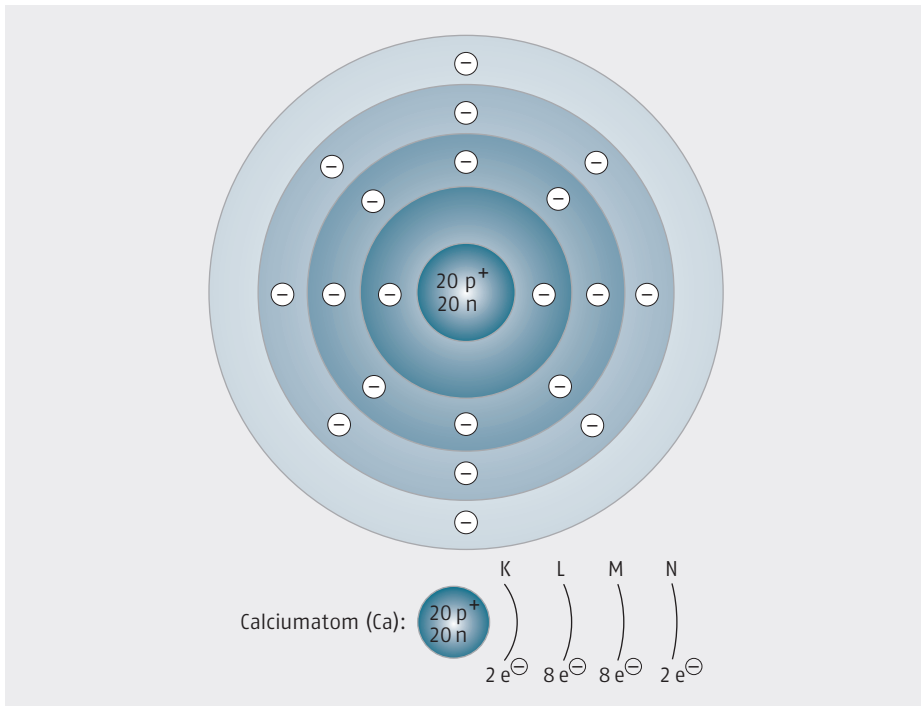


Abb. 3.7 Schalenmodell des Calciumatoms. Nach Asselborn et al. 2010

Beispiel

Mit wie viel Elektronen kann die N-Schale maximal besetzt sein?

$$z = 2 \cdot 4^2 = 32 \text{ Elektronen}$$

Die Beziehung für z macht es möglich, die Elektronenverteilung für jedes Element im Schalenmodell durchzuführen (Tab. 3.2). Schwierigkeiten treten nur bei sogenannten Nebengruppenelementen auf (Kap. 4.2.3).

Tab. 3.2 Elektronenverteilung beim Schalenmodell

Bezeichnung der Schale	Maximale Anzahl der Elektronen
K	2
L	8
M	18
N	32
O	50
P	72
Q	98

Beispiel

Zu ermitteln ist die Elektronenverteilung beim Element Calcium Ca an Hand des Schalenmodells.

An diesem Beispiel (• Abb. 3.7) wird deutlich, dass die K- und L-Schalen mit 2 und 8 Elektronen maximal besetzt sind. Die M- und N-Schalen sind mit 8 und 2 Elektronen noch nicht voll besetzt.

3.5 Radioaktivität

Auch die Kerneigenschaften lassen sich nutzen. In ► Kap. 3.4.1 wurde bereits der Zusammenhang zwischen „Kernkraft“ und **Radioaktivität** erläutert. Die durch Radioaktivität bedingte Strahlung wird in der medizinischen Diagnostik und Therapie eingesetzt. Radioaktivität ist die Grundlage zur Altersbestimmung von Fossilien. Die bei Kernreaktionen auftretenden immensen Energiefreisetzen nutzt man zur Energiebedarfsdeckung.

Große Atomkerne wie die des Urans oder künstlich veränderte Atomkerne wie bei Iod-131 ($^{131}_{53}\text{I}$) oder Technetium-99 ($^{99}_{43}\text{Tc}$) zeigen die Eigenschaft der Radioaktivität, d. h., diese Atomkerne sind instabil, zerfallen und senden Strahlen aus. Untersuchungen dieser Strahlen ergaben drei Strahlenarten:

STRAHLENARTEN

α -Strahlen bestehen aus Heliumkernen ($^4_2\text{He}^{2+}$). α -Strahlen besitzen eine Reichweite von nur wenigen Zentimetern und lassen sich bereits durch Papier abschirmen.

β -Strahlen bestehen aus Elektronen (e^-). β -Strahlen besitzen eine Reichweite von mehreren Metern und lassen sich durch Aluminiumblech von einigen Millimetern Stärke abschirmen.

γ -Strahlen sind elektromagnetische Wellen von kleiner Wellenlänge, z. B. Röntgenstrahlen. γ -Strahlen besitzen eine große Reichweite. Diese richtet sich nach der Wellenlänge der γ -Strahlen und dem Medium, in dem sie sich fortsetzen. Ihre Abschirmung erfordert Bleiplatten von mehreren Zentimetern Stärke.

Verbindungen mit radioaktiven Elementen sind von pharmazeutischem Interesse. Ph. Eur. widmet „Radioaktiven Arzneimitteln“ einen eigenen Abschnitt unter den „Allgemeinen Monographien“. Radioaktive Arzneimittel sind besonders strengen gesetzlichen Regelungen unterworfen. Der Umgang mit diesen Arzneimitteln erfordert spezielle Qualifikation. ^{131}I Iobenguan-Injektionslösung und $^{99\text{m}}\text{Tc}$ Technetium-Gluconat-Injektionslösung sind Beispiele für derartige radioaktive Arzneimittel, die in der Diagnostik und Therapie z. B. von Tumorerkrankungen eingesetzt werden.

Zusammenfassung

Atombau

Der Atombau lässt sich nur mit Modellen erklären. Wegen der eingeschränkten Aussagefähigkeit von Modellen mussten die Atommodelle mit fortschreitenden Erkenntnissen über den Atombau immer wieder erweitert werden.

Die Kenntnis vom Verhalten von **elektrischen Ladungen** ist Voraussetzung für das Verständnis von den Eigenschaften und dem Verhalten der in einem Atom vorkommenden Elementarteilchen, den Elektronen, Protonen und Neutronen. Jedes Element kann am Elementsymbol durch die Kernladungszahl = Ordnungszahl und die Massenzahl eindeutig charakterisiert werden. Gebrochene Massenzahlen weisen auf das Auftreten von Isotopen hin. Die meisten Elemente sind Isotopengemische und damit Mischelemente. Nur wenige Elemente sind Reinelemente. Als Bezugsgröße für die **atomare Masseneinheit u** dient das Kohlenstoff-Isotop $^{12}_6\text{C}$ und nicht der Wasserstoff.

Erkenntnisse und Vorstellungen vom Aufbau der Elektronenhülle eines Atoms können über die Ionisierungsenergien der Elektronen gewonnen werden. Die durch die Ionisierungsenergien gewonnenen Informationen führen über die Energiestufen zum Schalenmodell. Dieses sagt aus, dass sich die Elektronen eines Atoms stets auf ganz bestimmte, als Schalen bezeichnete „Aufenthaltsräume“ verteilen. Dabei kann jede Schale nur eine durch die Zahl **z** begrenzte Anzahl von Elektronen aufnehmen. Die Verteilung der Elektronen eines Atoms auf die vorhandenen Schalen ist über die Beziehung **$z = 2n^2$** möglich. Große oder künstlich veränderte Atomkerne zeigen die Eigenschaft der Radioaktivität. Wichtigstes Merkmal der radioaktiven Elemente ist das Aussenden von radioaktiven Strahlen, der sogenannten **α -**, **β -** und **γ -Strahlen**. Verbindungen radioaktiver Elemente werden als Arzneimittel in Therapie und Diagnostik eingesetzt.

Fragen und Übungen zu Kapitel 3

1. Sie haben erfahren, dass Modelle nur eingeschränkte Aussagen über die Wirklichkeit machen können. Stellen Sie fest, inwieweit dies auch für die Atommodelle zutrifft.
2. Fertigen Sie eine kleine Tabelle an, in der Sie von den Elementen Fluor, Bismut, Aluminium und Arsen die Ordnungs-, Neutronen- und Elektronenzahl angeben.
3. Vom Wasserstoff gibt es die Isotopen ^2_1H (Deuterium genannt, ^2D) und ^3_1H (Tritium genannt, ^3T). Erklären Sie den Aufbau der Atomkerne dieser beiden Isotope.
4. Von Bor existieren die Isotope $^{11}_5\text{B}$ und $^{10}_5\text{B}$. Erklären Sie, wie viel Prozent dieser Isotope im Element Bor jeweils vorkommen.
5. Warum hat das Element Wasserstoff die genaue Atommasse 1,008 u und ist deswegen nicht als Bezugsgröße für die atomare Masseneinheit u geeignet, wie es bis 1961 der Fall war?
6. Warum fallen die Elektronen nicht auf den Atomkern, obwohl beide eine entgegengesetzte Ladung besitzen?
7. Begründen Sie die Aussage: „Im Atomkern ist fast die gesamte Masse eines Atoms vereinigt.“
8. Fertigen Sie von den Atomen der Elemente Helium, Kohlenstoff und Aluminium jeweils eine Skizze nach dem Schalenmodell und verteilen Sie die Elektronen des jeweiligen Atoms auf die entsprechenden Schalen.
9. Welche schädlichen Wirkungen können von radioaktiven Strahlen ausgehen?

4 Periodensystem der Elemente

In ► Kap. 2 und ► Kap. 3 fanden Sie immer wieder Hinweise auf das Periodensystem der Elemente (abgekürzt PSE). Worin besteht die Bedeutung dieses Systems? Zunächst handelt es sich um ein Ordnungssystem für alle bisher bekannten Elemente. Den eigentlichen „Nutzen“ bringen jedoch die zahlreichen Eigenschaften der Elemente, die sich aus diesem System ablesen und ableiten lassen. Die Kenntnis der Gesetzmäßigkeiten des PSE erspart das Lernen von unzähligen Einzelheiten.

4.1 Kurzer geschichtlicher Rückblick

Bereits seit Mitte des 19. Jahrhunderts versuchten Wissenschaftler wie Döbereiner, Meyer und Mendelejew, eine Ordnung in die immer größer werdende Anzahl von Elementen zu bringen. Die Elemente ließen sich zwar nach der Atommasse oder später korrekter nach der Kernladungszahl (Ordnungszahl) in einer entsprechend langen Reihe ordnen. In dieser Reihe traten in periodischen Abständen immer wieder chemisch ähnliche Elemente auf. Die bahnbrechende Idee, solche Elemente in Gruppen untereinanderstehend zusammenzufassen, führte dann zur Urform unseres heutigen PSE. Der wesentliche Ordnungsfaktor für das von uns genutzte PSE ist die Anordnung der Elektronen in der Atomhülle, die **Elektronenkonfiguration**.

4.2 Aufbau und Gliederung des Periodensystems der Elemente

Für die folgenden Betrachtungen sollte das PSE im Anhang dieses Buches Verwendung finden. Beim Arbeiten in diesem Kapitel sind immer wieder die folgenden Prinzipien zu beachten:



Zusammenhang zwischen Atombau und Stellung im PSE

führt zum

Zusammenhang zwischen Stellung im PSE und Eigenschaften der Elemente.

4.2.1 Perioden

Die Elemente sind nach steigender Protonenzahl (► Kap. 3.4.1), hier dann **Ordnungszahl** genannt, in sieben waagrechten Reihen, den **Perioden** 1 bis 7 angeordnet. Es ist gleich zu erkennen, dass den Ziffern 1 bis 7 die Schalen K, L, M, N, O, P und Q entsprechen. Übersichtshalber wurden die Elemente mit den Ordnungszahlen 57 bis 71 und 89 bis 103 ausgegliedert.

Gemäß der Anzahl der Elemente in den einzelnen Perioden lässt sich folgende Gliederung aufstellen:

- eine Periode mit zwei Elementen (1. Periode),
- zwei Perioden mit acht Elementen (2. und 3. Periode),
- zwei Perioden mit achtzehn Elementen (4. und 5. Periode),
- eine Periode mit zweiunddreißig Elementen (6. Periode),
- eine unvollständige Periode (7. Periode).

Alle Elemente einer Periode besitzen also die gleiche Anzahl von Schalen bzw. Energiestufen. Man kann auch sagen, dass die Periodennummer mit der Anzahl der von Elektronen besetzten Schalen übereinstimmt.

4.2.2 Hauptgruppen

Das PSE besitzt acht senkrecht angeordnete **Hauptgruppen**, die mit den römischen Ziffern **I bis VIII** markiert werden. Die Nummerierung mit arabischen Ziffern gemäß den IUPAC-Empfehlungen (IUPAC, International Union for Pure and Applied Chemistry) erweist sich für die weiteren Betrachtungen als weniger sinnvoll. Sie dient vor allem der Beseitigung einer uneinheitlichen Bezeichnung von Haupt- und Nebengruppen mit Buchstaben.

Die Hauptgruppen stellen die **Elementfamilien** dar, d. h., dass in jeder Hauptgruppe Elemente mit ähnlichen Eigenschaften zusammengefasst sind. Die einzelnen Hauptgruppen sind mit ihren gebräuchlichen Trivialnamen in  Abb. 4.1 zusammengestellt.

Die in einer Hauptgruppe stehenden Elemente haben stets die gleiche Anzahl an Elektronen auf der äußeren Schale als gemeinsames Merkmal. Man nennt diese Elektronen **Außenelektronen**. Sie sind verantwortlich für die charakteristischen Eigenschaften der Elemente einer Hauptgruppe. Die Eigenschaften sind damit also weitgehend unabhängig von der Anzahl der Schalen. Aus  Abb. 4.1 ist ersichtlich, dass die Hauptgruppennummer mit der Anzahl der Außenelektronen der Elemente in der Gruppe übereinstimmt. Eine Ausnahme bildet das Helium.

Das Element Wasserstoff nimmt eine Sonderstellung ein. Wie die Alkalimetalle, z. B. Kalium, besitzt das Wasserstoffatom **ein** Außenelektron. Wasserstoff wird jedoch nicht der Alkalimetall-Gruppe zugeordnet, weil bei dem Wasserstoffatom das Elektron durch die Nähe des Atomkerns wesentlich stärker angezogen wird als es bei den Atomen der Alkalimetalle der Fall ist.

Da die Außenelektronen eines Elements derart prägend für dessen Eigenschaften sind, werden diese häufig an dem Elementsymbol als Punkt für ein einzelnes Elektron und als Strich für ein Elektronenpaar eingetragen ( Abb. 4.1).

4.2.3 Nebengruppen- oder Übergangselemente

Die bisherigen Betrachtungen des PSE bezogen sich auf eine verkürzte Fassung dieses Systems. Es war nur ein „Hauptgruppensystem“. Bei Betrachtung des PSE im Anhang dieses Buches wird deutlich, dass in der II. Hauptgruppe nach den Elementen Calcium, Strontium, Barium und Radium zahlreiche Elemente eingeschoben sind, die das übersichtliche System der Hauptgruppen unterbrechen. Es handelt sich bei diesen Elementen um die **Nebengruppen- oder Übergangselemente**. Hierher gehören z. B. die bekannten Edelmetalle Kupfer Cu, Silber Ag und Gold Au oder die häufig als Werkstoffe eingesetzten Metalle wie z. B. Eisen Fe, Zink Zn und Chrom Cr.

		Hauptgruppen							
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
		Alkali- metall- Gruppe	Erdalkali- metall- Gruppe	Bor- Gruppe	Kohlen- stoff- Gruppe	Stickstoff- Gruppe	Chalko- gene (Erzbildner)	Halogene (Salz- bildner)	Edelgase
Perioden	1	H•							He
	2	Li•	Be•	•B•	•C•	•N	•O	F	Ne
	3	Na•	Mg•	•Al•	•Si•	•P	•S	Cl	Ar
	4	K•	Ca•	•Ga•	•Ge•	•As	•Se	Br	Kr
	5	Rb•	Sr•	•In•	•Sn•	•Sb	•Te	I	Xe
	6	Cs•	Ba•	•Tl•	•Pb•	•Bi	•Po	At	Rn
	7	Fr•	Ra•						

• **Abb. 4.1** Die Hauptgruppen des Periodensystems der Elemente. Mit Ausnahme des Heliumatoms entspricht die Hauptgruppennummer der Anzahl der Außenelektronen.

Die Nebengruppen sind in acht Gruppen mit den römischen Ziffern IA bis VIIIA gegliedert. Nach dem Lanthan mit der Ordnungszahl 57 ist die Gruppe der **Lanthanoide** mit der Elementenreihe von Cer bis Lutetium eingefügt. Nach dem Actinium mit der Ordnungszahl 89 ist die Gruppe der **Actinoide** mit der Elementenreihe von Thorium bis Lawrencium eingefügt. Die Elemente Scandium, Yttrium und die Lanthanoide werden als Seltenerdmetalle bezeichnet. Gebräuchlich ist auch der Begriff **Seltene Erden**. Sie spielen eine sehr wichtige technische und wirtschaftliche Rolle in Schlüsseltechnologien. So wird Lanthan z. B. in Brennstoffzellen oder Akkus für Laptops und Scandium in der Röntgen- und Lasertechnik eingesetzt.

Durch die Nebengruppenelemente ist das Prinzip der Ordnungszahlen eingehalten, d. h., innerhalb einer Periode nimmt die Kernladungszahl von links nach rechts von Element zu Element um eins zu. Die Besonderheit der Nebengruppenelemente liegt in ihrem Schalenbau. Im Gegensatz zu den Hauptgruppenelementen steigt hier nicht die Zahl der Außenelektronen, wenn innerhalb einer Periode von links nach rechts fortgeschritten wird. Bei den Nebengruppenelementen werden tiefer liegende Schalen mit Elektronen aufgefüllt. Das Beispiel des **Scandiums** ($_{21}\text{Sc}$) soll dies verdeutlichen. Eigentlich müsste sich hier das hinzukommende Elektron der Stellung des Elementes entsprechend auf der 4. Schale als der äußeren Schale einordnen lassen. Aus energetischen Gründen platziert sich das Elektron jedoch auf der darunter liegenden 3. Schale. Die 3. Schale trägt mit dem

Argon erst acht Elektronen und kann noch weitere zehn Elektronen aufnehmen gemäß $z = 2 \cdot 3^2 = 18$ Elektronen. Erst wenn durch die Nebengruppenelemente von Scandium bis Zink die tiefer liegende 3. Schale mit Elektronen auf 18 aufgefüllt ist, wird die äußere Schale mit den Elementen Gallium bis Krypton auf acht Elektronen ergänzt.

Die Nebengruppenelemente verfügen als typische Metalle auf ihrer Außenschale über zwei oder in einigen Fällen ein Außenelektron. Genau dies ist auch bei den typischen Metallen der Alkali- und Erdalkalimetallgruppe der Fall. Damit liegt hier eine Bestätigung für den eigenschaftsprägenden Charakter der Außenelektronen vor.

Die Nebengruppenelemente kommen häufig in der Analytik in Verbindungen von Reagenzien vor. Beispiele sind Kaliumpermanganat KMnO_4 , Silbernitrat AgNO_3 , Kupfer(II)-sulfat CuSO_4 , Eisen(III)-chlorid FeCl_3 , Zinkoxid ZnO .

4.3 Aussagen des Periodensystems der Elemente

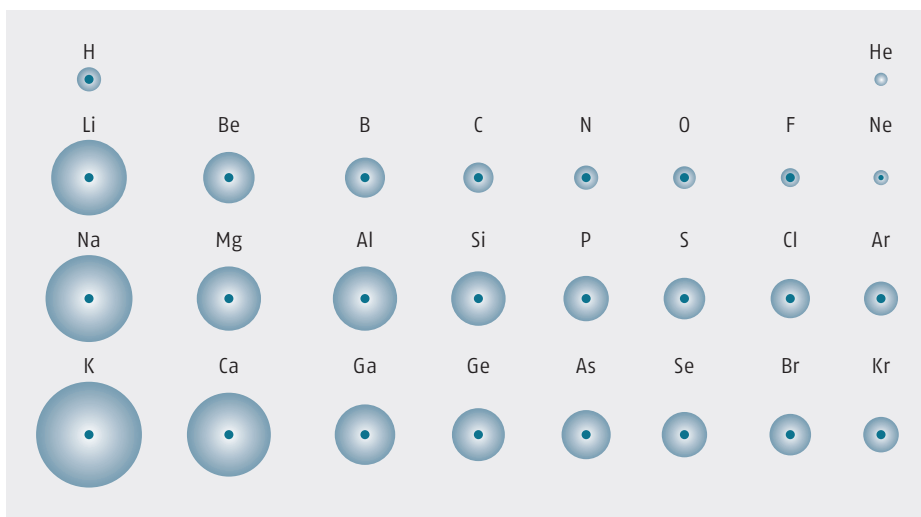
In diesem Abschnitt erfahren Sie, welche Eigenschaften der Elemente sich aus dem PSE ableiten lassen und welche Eigenschaften sich periodisch ändern.

Im Rückgriff auf ► Kap. 4.2.2 wird nochmals festgehalten, dass hauptsächlich die Außenelektronen für die Eigenschaften, wie z. B. Edelgascharakter bei acht Außenelektronen, verantwortlich sind und der Rest des Atoms, der **Atomrumpf**, nur einen geringen Einfluss besitzt.

4.3.1 Atomradien

Die **Atomradien** nehmen in einer Periode des PSE von links nach rechts ab (● Abb. 4.2).

Begründung: Bei gleichbleibender Anzahl von Elektronenschalen und zunehmender Kernladung erhöhen sich die Anziehungskräfte des Kerns auf die Atomhülle.



● **Abb. 4.2** Die Atomradien im Periodensystem der Elemente. Ausschnitt der ersten vier Perioden mit Hauptgruppenelementen im richtigen Größenverhältnis zueinander. Nach Eisner et al. 2007