



Romer / Dittmar / Famulla-Weber / Huppertz

Chemie für PTA

11. Auflage



Deutscher
Apotheker Verlag

Romer / Dittmar / Famulla-Weber /
Huppertz

Chemie für PTA

Begründet von Doris Grimm

Fortgeführt von
Marion Romer
Silke Dittmar
Dorothee Famulla-Weber
Claudia Huppertz

11., überarbeitete Auflage

Mit 1204 Abbildungen und Formelzeichnungen
sowie 132 Tabellen



Deutscher
Apotheker Verlag

Zuschriften an

lektorat@dav-medien.de

Anschriften der Autorinnen

Marion Romer

Claudia Huppertz

Bernd-Blindow-Schule

Plittersdorfer Straße 48

53173 Bonn

Dr. Dorothee Famulla-Weber

Walter-Bremer-Institut

Lehranstalt für PTA Solingen

Burgstraße 65

42655 Solingen

Silke Dittmar

Bernd-Blindow-Schulen

Allee 6

74072 Heilbronn

Bernd-Blindow-Schulen

Käfertaler Straße 258

68167 Mannheim

Um die Lesbarkeit des Werks zu verbessern, nennen wir nur die männliche und/oder weibliche Sprachform. Alle Formen schließen Personen jeden Geschlechts ein.

Alle Angaben in diesem Buch/Werk wurden sorgfältig geprüft. Dennoch können die Autorinnen und der Verlag keine Gewähr für deren Richtigkeit übernehmen. Der Verlag übernimmt trotz sorgfältiger inhaltlicher Kontrolle keine Haftung. Dies betrifft auch Inhalte genannter Internetseiten. Insbesondere hat der Verlag keinen Einfluss auf die dauerhafte Verfügbarkeit externer online-Daten und kann keinen dauerhaften Zugriff darauf gewährleisten.

Die in diesem Werk aufgeführten im Handel befindlichen Produkte (Stand Mai 2025) sind beispielhaft und erheben keinen Anspruch auf Vollständigkeit.

Ein Markenzeichen kann markenrechtlich geschützt sein, auch wenn ein Hinweis auf etwa bestehende Schutzrechte fehlt.

Bibliografische Information der Deutschen Nationalbibliothek

Die Deutsche Nationalbibliothek verzeichnet diese Publikation in der Deutschen Nationalbibliografie; detaillierte bibliografische Daten sind im Internet unter <https://portal.dnb.de> abrufbar.

Jede Verwertung des Werkes außerhalb der Grenzen des Urheberrechtsgesetzes ist unzulässig und strafbar. Das gilt insbesondere für Übersetzungen, Nachdrucke, Mikroverfilmungen oder vergleichbare Verfahren sowie für die Speicherung in Datenverarbeitungsanlagen. Die Nutzung der Inhalte zur Entwicklung, zum Training oder zur Anreicherung von KI-Systemen, insbesondere generativen KI-Systemen, und für Text- und Data-Mining ist untersagt.

11., überarbeitete Auflage 2025

ISBN 978-3-7692-8485-0 (Print)

ISBN 978-3-7692-8594-9 (E-Book, PDF)

© 2025 Deutscher Apotheker Verlag

Maybachstr. 8, 70469 Stuttgart

www.deutscher-apotheker-verlag.de

Printed in Germany

Satz: primustype Hurler GmbH, Notzingen

Druck und Bindung: Aumüller Druck, Regensburg

Umschlagabbildung: areeya_ann/shutterstock

Umschlaggestaltung: deblik, Berlin

Sachregistererstellung: Walter Greulich, Birkenau



Vorwort

Die nun vorliegende 11. Auflage des Buches Chemie für PTA stellt die mittlerweile 5. Ausgabe dar, die durch das Autorinnenteam Romer, Dittmar, Famulla-Weber und Huppertz erstellt wurde.

Durch das mehrfarbige Layout gewinnt das Buch mit seinen zahlreichen Abbildungen, Tabellen, Merksätzen und Formeln an Übersichtlichkeit und macht es den PTA-Auszubildenden leicht, chemische Zusammenhänge in der Pharmazie schnell zu erfassen. Der Inhalt wurde auf die apothekenrelevante Chemie fokussiert, besonderer Wert wurde auf eine verständliche und schülergerechte Ausdrucksweise gelegt.

Das Buch ermöglicht nicht nur einen ersten Einstieg in die Chemie ohne jegliche Vorkenntnisse, sondern bietet auch eine schrittweise Einführung in die spezielle Anorganische und Organische Chemie. Unser Ziel ist es, den PTA-Schülern ein solides, chemisches Grundwissen zu vermitteln, welches die Praxisorientiertheit in der Apotheke untermauert.

Bedanken möchten wir uns an dieser Stelle für die gute und vertrauensvolle Zusammenarbeit bei den Mitarbeitern des Deutschen Apotheker Verlags, bei unseren Schülern und Schülerinnen, die für uns immer wieder Motivation sind, Zusammenhänge noch klarer und intuitiv nachvollziehbarer darzustellen, und nicht zuletzt bei unseren Familien, die uns all die Jahre so wunderbar unterstützt haben.

Bonn, im Sommer 2025

Das Autorinnenteam

Inhaltsverzeichnis

Vorwort.....	V
Was ist Chemie?	XXI
1 Elemente	1
1.1 Atomaufbau	2
1.1.1 Elementarteilchen.....	2
1.1.2 Chemisches Element – Ordnungszahl – Massenzahl – Isotope	4
1.1.3 Atom- und Molekülmassen – Molberechnung	7
1.1.4 Das Bohr'sche Atommodell	12
1.1.5 Orbitaltheorie.....	17
1.1.6 Edelgaskonfiguration.....	26
1.2 Eigenschaften der Elemente im Periodensystem	27
1.2.1 Der metallische Charakter	27
1.2.2 Schrägbeziehung	29
1.2.3 Atomradien.....	29
1.2.4 Ionenradien.....	31
1.2.5 Ionisierungsenergie.....	32
1.2.6 Elektronenaffinität.....	34
1.2.7 Elektronegativität	36
2 Chemische Bindung	40
2.1 Ionenbindung	41
2.1.1 Grundlagen der Ionenbindung.....	41
2.1.2 Das Ionengitter.....	43
2.1.3 Eigenschaften der Salze.....	44
2.1.4 Nomenklatur der Salze.....	48
2.2 Atombindung	50
2.2.1 Unpolare Atombindung.....	51
2.2.2 Polare Atombindung.....	52
2.2.3 Dipolmoleküle.....	53
2.2.4 Nomenklatur.....	56
2.2.5 Koordinative Bindung.....	56
2.2.6 Komplexe	57
2.3 Metallische Bindung.....	63
2.4 Zwischenmolekulare Bindungen	65
2.4.1 Wasserstoffbrückenbindungen	66
2.4.2 Ion-Dipol-Wechselwirkungen.....	67
2.4.3 Van-der-Waals-Kräfte	67

2.5	Wechselspiel verschiedener Bindungen in der Chromatographie	68
2.5.1	Dünnschichtchromatographie	68
3	Formeln und Reaktionen	73
3.1	Chemische Formeln	74
3.1.1	Wie setzt sich eine chemische Formel zusammen?	75
3.2	Stöchiometrische Wertigkeit und Oxidationszahl	76
3.3	Stöchiometrische Gesetzmäßigkeiten	79
3.4	Reaktionsgleichungen	81
3.4.1	Aufstellen von Reaktionsgleichungen	81
3.5	Aktivierungsenergie	83
3.6	Reaktionsgeschwindigkeit	85
3.6.1	Temperatur	87
3.6.2	Zerteilungsgrad	87
3.6.3	Katalysatoren	87
3.7	Chemisches Gleichgewicht	87
4	Oxidation und Reduktion	91
4.1	Aufstellen von Redoxgleichungen	94
4.2	Galvanisches Element	99
4.3	Elektrochemische Spannungsreihe	101
4.4	Elektrolyse	104
5	Säure-Base-Systeme	106
5.1	Arrhenius-Begriffe für Säure und Base	107
5.2	Brønsted-Säure und Brønsted-Base	108
5.3	Nomenklatur von Säuren und Basen	110
5.3.1	Säuren	110
5.3.2	Basen	113
5.4	Säure-Base-Reaktionen	113
5.4.1	Protolyse	113
5.4.2	Neutralisation	115

5.5	Autoprotolyse des Wassers	117
5.5.1	Ionenprodukt des Wassers	117
5.5.2	pH-Wert	118
5.5.3	pOH-Wert	120
5.5.4	Indikatoren	121
5.6	Stärke von Säuren und Basen	124
5.6.1	Dissoziation von Säuren und Basen	124
5.6.2	Säure- und Basekonstante	125
5.6.3	Säure-Base-Gleichgewichte	129
5.6.4	Mehrwertige Säuren und Basen	132
5.6.5	Nivellierender Effekt	132
5.6.6	pH-Wert verschiedener Salzlösungen	133
5.6.7	pH-Stabilität von Rezepturbestandteilen	135
5.7	Puffer	136
5.7.1	Grundlagen einer Pufferlösung	136
5.7.2	Pufferkapazität	139
5.8	Säure-Base-Begriff nach Lewis	140
6	Wasserstoff und Alkalimetalle	142
6.1	Wasserstoff	143
6.1.1	Physikalische und chemische Eigenschaften	144
6.1.2	Darstellung von H ₂	145
6.1.3	Bindungen des Wasserstoffs	145
6.2	Gruppenübersicht der Alkalimetalle	146
6.2.1	Alkalimetalle, Verbindungen und pharmazeutische Vertreter	148
6.2.2	Analytik	154
7	Erdalkalimetalle	157
7.1	Gruppenübersicht der Erdalkalimetalle	158
7.2	Erdalkalimetalle, Verbindungen und pharmazeutische Vertreter	159
7.2.1	Beryllium	159
7.2.2	Magnesium	159
7.2.3	Calcium	162
7.2.4	Strontium, Barium und Radium	167
7.3	Analytik	168
7.3.1	Nachweis von Magnesiumverbindungen	168
7.3.2	Nachweis von Calciumverbindungen	168
7.3.3	Nachweis von Bariumverbindungen	169

8	Borgruppe	170
8.1	Gruppenübersicht der Borgruppe	171
8.2	Elemente der Borgruppe, Verbindungen und pharmazeutische Vertreter	172
8.2.1	Bor	172
8.2.2	Aluminium	173
8.2.3	Gallium, Indium, Thallium	177
8.3	Analytik	177
8.3.1	Nachweis von Borverbindungen	177
8.3.2	Nachweis von Aluminiumverbindungen	177
9	Kohlenstoffgruppe	179
9.1	Gruppenübersicht der Kohlenstoffgruppe	180
9.2	Elemente der Kohlenstoffgruppe, Verbindungen und pharmazeutische Vertreter	181
9.2.1	Kohlenstoff und seine Verbindungen	181
9.2.2	Silicium und seine Verbindungen	188
9.2.3	Zinn und seine Verbindungen	193
9.2.4	Blei und seine Verbindungen	193
9.3	Analytik	194
9.3.1	Nachweis einfacher Kohlenstoffverbindungen	194
10	Stickstoffgruppe	196
10.1	Gruppenübersicht der Stickstoffgruppe	197
10.2	Stickstoff	198
10.2.1	Stickstoff und Stickstoffwasserstoffverbindungen	198
10.2.2	Stickstoffsauerstoffverbindungen	203
10.2.3	Pharmazeutische Stickstoffverbindungen	207
10.3	Phosphor	209
10.3.1	Phosphor und seine Verbindungen	209
10.3.2	Pharmazeutisch verwendete Phosphorverbindungen	212
10.4	Arsen, Antimon, Bismut und ihre pharmazeutische Bedeutung	213
10.5	Analytik	214
10.5.1	Qualitativer Nachweis von Ammonium-Ionen	214
10.5.2	Qualitativer Nachweis von Nitrit-Ionen	215
10.5.3	Qualitativer Nachweis von Phosphat-Ionen	216

11	Sauerstoffgruppe (Chalkogene)	218
11.1	Gruppenübersicht der Chalkogene	219
11.2	Verbindungen der Chalkogene	220
11.2.1	Sauerstoff und Sauerstoffmodifikationen	220
11.2.2	Sauerstoffhaltige Anionen und ihre Verbindungen	224
11.2.3	Wasser	227
11.2.4	Schwefel, seine Verbindungen und pharmazeutische Bedeutung	235
11.2.5	Selen, Tellur und ihre pharmazeutische Bedeutung	240
11.3	Analytik	241
11.3.1	Qualitative Nachweise von Wasserstoffperoxid	241
11.3.2	Qualitativer Nachweis von Sulfid-Ionen	241
11.3.3	Qualitativer Nachweis von Sulfit- und Sulfat-Ionen	242
11.3.4	Qualitativer Nachweis von Thiosulfat-Ionen	242
11.3.5	Gehaltsbestimmung von Wasserstoffperoxid	243
11.3.6	Thiosulfat als Maßlösung	243
12	Halogene	245
12.1	Gruppenübersicht der Halogene	246
12.2	Verbindungen der Halogene	247
12.2.1	Bindungen der Halogene	247
12.2.2	Halogenwasserstoffe	250
12.2.3	Oxosäuren der Halogene	251
12.3	Pharmazeutisch verwendete Halogenverbindungen	253
12.3.1	Fluor	253
12.3.2	Chlor	255
12.3.3	Brom	256
12.3.4	Iod	256
12.4	Analytik	258
12.4.1	Qualitativer Nachweis von Fluorid	258
12.4.2	Qualitativer Nachweis von Chlorid, Bromid und Iodid	258
12.4.3	Quantitative Bestimmung von Halogeniden	259
13	Edelgase	263
14	Übergangselemente	266
14.1	Eigenschaften	267
14.2	Chrom	269

14.3	Mangan	273
14.4	Eisen	275
14.5	Cobalt	280
14.6	Kupfer	281
14.7	Silber	283
14.8	Gold	285
14.9	Zink	286
14.10	Quecksilber	288
15	Besonderheiten der Organischen Chemie	292
15.1	Begriffsbestimmung, Geschichte	293
15.2	Unterschiede zu anorganischen Verbindungen	293
15.3	Sonderstellung der Organischen Chemie	294
16	Hybridisierung	296
16.1	sp^3 -Hybridisierung	297
16.2	sp^2 -Hybridisierung	300
16.3	sp -Hybridisierung	301
17	Alkane	303
17.1	Einteilung organischer Verbindungen nach dem Grundgerüst	304
17.2	Alkane	306
17.2.1	Kettenförmige Alkane	306
17.2.2	Wichtige Vertreter der aliphatischen Alkane	310
17.2.3	Cycloalkane	312
17.2.4	Wichtige Vertreter der Cycloalkane	314
18	Alkene	316
18.1	Die Bindungen der Alkene	317
18.2	Wichtige Vertreter der Alkene	320
18.2.1	Ethen	320
18.2.2	Isopren	321

19	Alkine	324
19.1	Die Bindungen der Alkine	325
20	Nomenklatur organischer Verbindungen	327
20.1	Nomenklatur der Alkane und Cycloalkane	329
20.2	Nomenklatur der Alkene	345
20.3	Nomenklatur der Alkine	351
21	Organische Ringsysteme	354
21.1	Aromatische Kohlenwasserstoffverbindungen	355
21.1.1	Die aromatische Bindung	356
21.1.2	Nomenklatur der Aromaten	360
21.1.3	Wichtige Vertreter aromatischer Kohlenwasserstoffe	365
21.2	Heterocyklen	368
21.2.1	Die heterocyclische Bindung	368
21.2.2	Nomenklatur der Heterocyklen	370
21.2.3	Wichtige Vertreter der Heterocyklen	373
22	Wichtige Reaktionen in der Organischen Chemie	379
22.1	Grundlagen	380
22.1.1	Heterolytische Spaltung oder Heterolyse	380
22.1.2	Homolytische Spaltung oder Homolyse	380
22.2	Ionischer und radikalischer Reaktionsverlauf	381
22.2.1	Ionischer oder polarer Reaktionsverlauf	381
22.2.2	Radikalischer Reaktionsverlauf	382
22.3	Reaktionstypen	383
22.3.1	Additionsreaktionen	384
22.3.2	Substitutionsreaktionen	389
22.3.3	Eliminierungsreaktionen	392
22.4	Kondensation und Polymerisation	393
22.5	Polarisierung	395
22.5.1	-I-Effekt	395
22.5.2	+I-Effekt	396
22.6	Oxidation und Reduktion	396
22.7	Mesomerie	400

23	Isomerie	405
23.1	Konstitutionsisomerie	406
23.1.1	Gerüstisomerie	408
23.1.2	Stellungsisomerie	408
23.1.3	Funktionelle Isomerie	409
23.2	Stereoisomerie	410
23.2.1	cis-trans-Isomerie am Cyclohexan	413
23.2.2	cis-trans-Isomerie an Doppelbindungen	416
23.2.3	Spiegelbildisomerie	420
23.2.4	Moleküle mit mehreren asymmetrischen C-Atomen	426
23.2.5	Nomenklatur chiraler Moleküle	427
24	Funktionelle Gruppen	433
24.1	Gerüste mit funktionellen Gruppen und deren Nomenklatur an Beispielen	434
25	Halogenkohlenwasserstoffe	442
25.1	Darstellung der Halogenkohlenwasserstoffe	443
25.2	Eigenschaften der Halogenkohlenwasserstoffe	443
25.3	Nomenklatur der Halogenkohlenwasserstoffe	444
25.3.1	Alkylhalogenide	444
25.3.2	Vinylhalogenide	445
25.3.3	Arylhalogenide	446
25.4	Wichtige Vertreter der Halogenderivate	446
25.4.1	Isofluran und Sevofluran	446
25.4.2	Chloralhydrat	447
26	Stickstoffhaltige Kohlenwasserstoffe	449
26.1	Amine	450
26.1.1	Eigenschaften der Amine	450
26.1.2	Nomenklatur der Amine	452
26.1.3	Wichtige Vertreter der Amine	456
26.2	Nitro- und Nitrosoverbindungen	459
26.2.1	Nitroverbindungen in der pharmazeutischen Praxis	459
26.2.2	Nomenklatur der Nitroverbindungen	459
26.2.3	Wichtige Vertreter der Nitroverbindungen	461

27	Alkohole	462
27.1	Eigenschaften der Alkohole	463
27.2	Reaktionen der Alkohole	465
27.3	Nomenklatur der Alkohole	467
27.4	Wichtige Vertreter der Alkohole	470
27.4.1	Primäre einwertige Alkohole	470
27.4.2	Sekundäre einwertige Alkohole	475
27.4.3	Mehrwertige Alkohole	477
28	Aldehyde und Ketone	485
28.1	Eigenschaften	486
28.1.1	Addition nucleophiler Reagenzien	487
28.1.2	Bildung reaktionsfähiger Carbanionen	488
28.2	Nomenklatur der Aldehyde und Ketone	488
28.2.1	Trivialnamen	488
28.2.2	Systematische Namen	489
28.3	Wichtige Reaktionen der Aldehyde und Ketone	490
28.4	Wichtige Vertreter der Aldehyde	494
28.4.1	Formaldehyd, Methanal	494
28.4.2	Acetaldehyd, Ethanal	494
28.5	Wichtige Vertreter der Ketone	497
28.5.1	Aceton	497
28.5.2	Campher	498
29	Kohlenhydrate	501
29.1	Einteilung	502
29.2	Monosaccharide	503
29.2.1	Chiralität in Monosacchariden	505
29.2.2	Cyclische Strukturen der Monosaccharide	507
29.2.3	Schreibregeln für cyclische Monosaccharide	507
29.2.4	Mutarotation	509
29.2.5	Chemische Eigenschaften	509
29.2.6	Analytik	510
29.3	Wichtige Vertreter der Kohlenhydrate	511
29.3.1	Mono- und Oligosaccharide	511
29.3.2	Polysaccharide	513

30	Glykoside	518
30.1	Eigenschaften der Glykoside	519
30.2	Heteroside	519
30.3	Wichtige Vertreter der Glykoside	520
30.3.1	Arbutin	521
30.3.2	Herzwirksame Glykoside	522
30.3.3	Anthraglykoside	523
30.3.4	Steviaglykoside	525
31	Carbonsäuren	526
31.1	Eigenschaften der Carbonsäuren	529
31.1.1	Acidität	529
31.1.2	Löslichkeit	531
31.1.3	Siedepunkt	531
31.1.4	Geruch	532
31.2	Nomenklatur der Carbonsäuren	532
31.3	Einteilung der Carbonsäuren	534
31.3.1	Zuordnung nach der Anzahl der COOH-Gruppen	534
31.3.2	Aliphatische und aromatische Carbonsäuren	536
31.3.3	C-substituierte Carbonsäuren	536
31.4	Wichtige Reaktionen der Carbonsäuren	537
31.4.1	Salzbildung	537
31.4.2	Reduktion	538
31.4.3	Überführung in funktionelle Säurederivate	538
31.5	Wichtige Vertreter der Carbonsäuren	539
31.5.1	Monocarbonsäuren	539
31.5.2	Tenside	545
31.5.3	Wichtige Vertreter der Dicarbonsäuren	548
31.5.4	Wichtige Vertreter der aromatischen Carbonsäuren	551
32	Substituierte Carbonsäuren	554
32.1	Nomenklatur	555
32.2	Halogen-carbonsäuren	556
32.2.1	Trichloressigsäure	556
32.3	Hydroxycarbonsäuren	557
32.3.1	Lactone	557
32.3.2	Wichtige Vertreter der Hydroxycarbonsäuren	558

32.4	Ketocarbonsäuren	566
32.4.1	Brenztraubensäure	566
32.5	Aminocarbonsäuren, Aminosäuren	567
32.5.1	Nomenklatur und Strukturformeln der Aminosäuren	568
32.5.2	Eigenschaften der Aminosäuren	570
32.5.3	Anwendung der Aminosäuren	571
33	Sulfonsäuren und ihre Derivate	573
34	Funktionelle Säurederivate	579
34.1	Carbonsäurehalogenide	581
34.1.1	Nomenklatur	581
34.2	Carbonsäureanhydride	582
34.2.1	Nomenklatur	582
34.3	Carbonsäureamide	582
34.3.1	Nomenklatur	583
34.3.2	Analgetika vom Amid-Typ	583
34.3.3	Lokalanästhetika vom Amid-Typ	584
34.4	Cyclische Ureide	584
34.4.1	Barbitursäuren	584
34.5	Benzodiazepine	585
35	Ester	587
35.1	Allgemeines	588
35.1.1	Eigenschaften der Ester	589
35.1.2	Nomenklatur der Ester	589
35.1.3	Wichtige Reaktion der Ester	590
35.1.4	Einteilung der Ester	590
35.2	Ester anorganischer Säuren	591
35.3	Ester organischer Säuren	592
35.4	Fette	594
35.4.1	Eigenschaften	595
35.4.2	Wichtige Vertreter der Fette und Wachse	596
35.4.3	Analytik der Fette: Fettkennzahlen	599
35.5	Lecithin	600

36	Peptide und Proteine	602
36.1	Peptide	603
36.1.1	Aufbau der Peptide	603
36.2	Proteine	605
36.2.1	Bedeutung der Proteine	605
36.2.2	Eigenschaften der Proteine	606
36.2.3	Wichtige Vertreter der Proteine	607
37	Phenole	609
37.1	Eigenschaften der Phenole	610
37.2	Nomenklatur der Phenole	611
37.3	Wichtige Vertreter der Phenole	611
37.3.1	Einwertige Phenole	612
37.3.2	Zweiwertige Phenole	612
38	Chinone	616
38.1	Darstellung der Chinone	617
39	Ether	619
39.1	Einteilung	620
39.2	Die Eigenschaften der Ether	621
39.3	Die Nomenklatur der Ether	622
39.4	Wichtige Vertreter der Ether	622
39.4.1	Diethylether	622
39.4.2	Polyethylenglykol	623
40	Chemotherapeutika/Antibiotika	624
40.1	Chemotherapeutika	625
40.1.1	Nitrofuranderivate	625
40.1.2	Chinoloncarbonsäuren (Gyrasehemmer)	626
40.1.3	Sulfonamide	627
40.1.4	Trimethoprim	628

40.2	Antibiotika	628
40.2.1	Penicillin	629
40.2.2	Cephalosporine	630
40.2.3	Tetracycline	631
41	Alkaloide und Purine	633
41.1	Alkaloide	634
41.1.1	Eigenschaften und Verwendung der Alkaloide	634
41.1.2	Opiumalkaloide	636
41.2	Purine	639
41.2.1	Xanthinderivate	639
41.2.2	Allopurinol	640
42	Hormone	642
42.1	Proteohormone/Peptidhormone	643
42.2	Von Tyrosin abgeleitete Hormone	643
42.2.1	Schilddrüsenhormone	643
42.2.2	Hormone des Nebennierenmarks	644
42.3	Steroidhormone	647
42.3.1	Hormone der Nebennierenrinde	648
42.3.2	Weibliche Sexualhormone	651
43	Nichtopioide Analgetika	655
43.1	Salicylsäure-Derivate	656
43.1.1	Geschichte	656
43.1.2	Nebenwirkungen	657
43.2	Essigsäure-Derivate	657
43.3	Propionsäure-Derivate	658
43.4	Oxicame	658
43.5	Anthranilsäure-Derivate	659
43.6	Anilin-Derivate	659
43.7	Pyrazol-Derivate	660
43.7.1	Pyrazolin-5-one	660
43.7.2	Pyrazolidin-3,5-dione	661
43.8	COX-2-selektive nichtsteroidale Antiphlogistika	662

44	Vitamine	664
44.1	Nomenklatur und Einteilung der Vitamine	665
44.2	Ascorbinsäure	665
	Weiterführende Literatur	674
	Bildnachweis	675
	Sachregister	677
	Die Autorinnen	715
	Periodensystem der Elemente	718

Was ist Chemie?

Chemie ist wie Biologie, Physik oder Geologie eine Naturwissenschaft. Im Laufe der Zeit hat sich die Chemie in verschiedene Fachgebiete verzweigt. Für eine PTA sind die unten aufgeführten Teilgebiete von Bedeutung.

Grundlage der Chemie bilden Stoffe, deren Struktur und Zusammensetzung sowie Reaktionen und Umwandlungen.

Jegliche Materie, die Raum und Masse beansprucht, besteht aus Stoffen, z. B. Sand, Steine, Kochsalz oder Sauerstoff.

Man unterteilt Stoffe in reine, nicht weiter durch chemische Reaktionen zerlegbare und in zusammengesetzte, weiter aufspaltbare Stoffe. **Reine Stoffe** nennt man **Elemente**, aus ihnen können andere Stoffe aufgebaut werden. **Zusammengesetzte Stoffe** bezeichnet man als **Verbindungen**, die sich aus Elementen in einem definierten Massenverhältnis zusammensetzen.

Chemisches Fachgebiet Inhalt

Anorganische Chemie	Die Chemie aller Elemente (ausgenommen Kohlenwasserstoffverbindungen)
Organische Chemie	Die Chemie der Verbindungen des Kohlenstoffs
Allgemeine Chemie	Aufbau von Atomen und Molekülen, chemische Bindungen, die Grundlagen chemischer Reaktionen
Stoffchemie	Synthese, Eigenschaften und Verwendung von Stoffen und ihren Verbindungen
Pharmazeutische Chemie	Chemie der Arzneistoffe
Analytische Chemie	Qualitative und quantitative Zusammensetzung von Stoffen
Physikalische Chemie	Physikalische Erscheinungen bei chemischen Vorgängen
Biochemie	Beschreibung von Stoffen und Reaktionen in lebenden Organismen
Lebensmittelchemie	Beschreibung und Standardisierung von Nahrungs- und Ergänzungsmitteln



Elemente 1

Aus der griechischen Philosophie stammt die **Vier-Elemente-Lehre**. Sie besagt, dass alles Sein aus den vier Grundelementen Feuer, Wasser, Luft und Erde besteht.

Heute wissen wir, dass Elemente aus extrem kleinen Teilchen, den **Atomen**, aufgebaut sind. Der Name Atom stammt aus dem Griechischen (*atomos* = unteilbar). Die Vorstellung, dass sich die Materie aus kleinsten, unteilbaren Teilchen aufbaut, lässt sich bis ins 4. Jahrhundert v. Chr. zurückverfolgen. Bis ins 18. Jahrhundert war eine Atomvorstellung jedoch rein hypothetisch und spekulativ.

Erst Anfang des 19. Jahrhunderts leitete *John Dalton* eine Atomtheorie mithilfe von chemischen Reaktionen ab und postulierte, dass

- Elemente aus extrem kleinen Teilchen, den Atomen, bestehen,
- Atome nicht weiter zerlegbar sind und weder erschaffen noch zerstört werden können,
- alle Atome eines Elements gleich sind und dasselbe chemische Verhalten zeigen,
- durch chemische Reaktionen Atome miteinander verbunden oder voneinander getrennt werden,
- in einer chemischen Verbindung zwei oder mehrere Elemente in einem festen Mengenverhältnis miteinander verknüpft sind.

Am Ende des 19. Jahrhunderts wurden Teilchen entdeckt, die kleiner und leichter als Atome sind. 100 Jahre nach Dalton bewiesen *Ernest Rutherford* und seine Mitarbeiter die Existenz der sogenannten **Elementarteilchen** im Atom. Die Naturwissenschaftler Niels Bohr, Werner Heisenberg, Erwin Schrödinger und Linus Pauling entwickelten wichtige theoretische Grundlagen zu Aufbau und Form der Atome.



1.1 Atomaufbau

1.1.1 Elementarteilchen

Im Mittelpunkt eines Atoms befindet sich der **Atomkern** mit **Protonen** und **Neutronen**. Protonen und Neutronen bilden die **Nukleonen** (lat. *nucleus* = der Kern). Zwischen den Nukleonen wirken starke Kernkräfte, die den Kern zusammenhalten. Protonen sind positiv geladene Elementarteilchen. Neutronen sind ungeladen und stabilisieren den Atomkern gegen die gegenseitige Abstoßung der Protonen. Die positive Ladung des Atoms ist somit im Atomkern konzentriert.

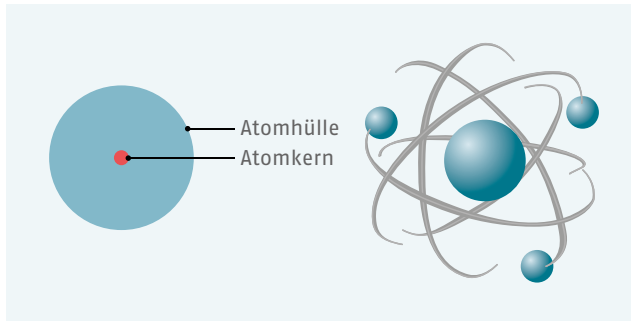
Im Vergleich zur Atomgröße ist der Atomkern verschwindend klein. Der Durchmesser des Kerns beträgt ca. 10^{-15} m, der Atomdurchmesser dagegen 10^{-10} m. Reiht man eine Million Atome aneinander, würde man nur den Punkt am Ende dieses Satzes verdecken.

aha

GUT ZU WISSEN

Größenverhältnis vom Atomkern zur Atomhülle: Wäre der Atomkern so groß wie ein Stecknadelkopf, wäre das Atom vergleichbar mit einem Fußballplatz. Der Durchmesser des Atoms ist 100 000-mal größer als der des Atomkerns.

Die **Hülle eines Atoms** ist entsprechend groß und nimmt fast das gesamte Volumen des Atoms ein. In ihr befinden sich die **Elektronen** (◉ Abb. 1.1). Elektronen besitzen die gleiche



○ **Abb. 1.1** Atom-
aufbau und
Elektronenbewegung
um den Kern

□ **Tab. 1.1** Einteilung der Elementarteilchen

Elementar- teilchen	Abkürzung	Masse	Vorkommen im Atom	Elementarladung
Elektron	e^-	1/1836 u	Hülle	-
Proton	p^+	~ 1 u	Kern	+
Neutron	n	~ 1 u	Kern	elektrisch neutral

Ladungsgröße wie Protonen, nur mit negativem Vorzeichen. Insgesamt ist ein Atom nach außen elektrisch neutral, da in der Hülle genauso viele Elektronen wie Protonen im Kern vorhanden sind. Elektronen sind ständig in Bewegung, weil sie sonst in den positiv geladenen Kern stürzen würden. Als einfaches Modell kann man sich vorstellen, dass die Elektronen den Atomkern auf Bahnen umkreisen. Die so erzeugte Zentrifugalkraft wirkt der Anziehung entgegen.

Elementarteilchen (□ Tab. 1.1) sind extrem leicht. Mit einer Masse von $1,6748 \times 10^{-24}$ g sind Neutronen die schwersten Elementarteilchen. Protonen sind mit $1,6725 \times 10^{-24}$ g geringfügig leichter. Man vereinfacht die Masse eines Neutrons bzw. eines Protons und bezeichnet sie als 1 u (u für unit). Elektronen sind wesentlich leichter und wiegen nur $0,9109 \times 10^{-27}$ g. Das entspricht dem 1/1836 der Masse eines Protons. Im Atomkern befindet sich demnach fast die gesamte Masse des Atoms, nämlich 99 %.

Neben Protonen, Neutronen und Elektronen sind im letzten Jahrhundert eine ganze Reihe weiterer Elementarteilchen (z. B. Positronen, Mesonen, Antiprotonen, Antineutronen) entdeckt worden, die allerdings instabil sind und das chemische Verhalten von Atomen nicht beeinflussen.

Für die einzelnen Elemente werden anstelle der griechischen bzw. lateinischen Namen Symbole verwendet. Die Symbole bestehen aus einem oder zwei Buchstaben und leiten sich von den jeweiligen Namen ab.

BEISPIELE

Wasserstoff H (Hydrogenium), Sauerstoff O (Oxygenium), Schwefel S (Sulfur), Stickstoff N (Nitrogenium), Eisen Fe (Ferrum), Natrium Na, Calcium Ca, Magnesium Mg.




Durch Elektronenaufnahme oder Elektronenabgabe entstehen aus elektrisch neutralen Atomen oder Atomverbänden elektrisch geladene Teilchen, sogenannte **Ionen**. Es gibt **positiv geladene Ionen (Kationen)**, die ein Elektronendefizit aufweisen, und **negativ geladene Ionen (Anionen)**, die durch Elektronenüberschuss entstehen. In Formeln wird die Ladung des Ions rechts oben am Elementsymbol notiert.

BEISPIELE

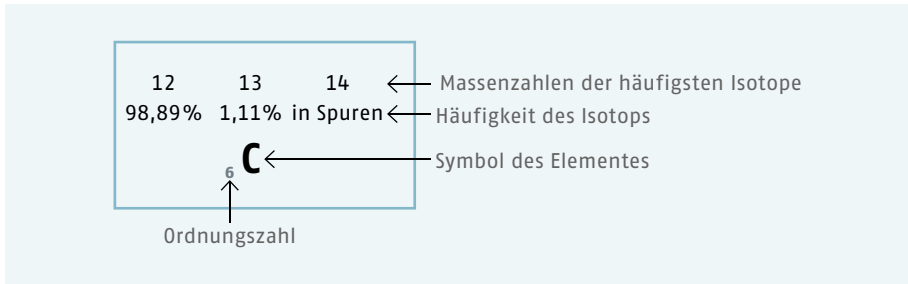
Kationen	Na ⁺ (Natrium-Kation), Mg ²⁺ (Magnesium-Kation), Al ³⁺ (Aluminium-Kation), NH ₄ ⁺ (Ammonium-Kation), H ₃ O ⁺ (Hydroxonium-Kation)
Anionen	Cl ⁻ (Chlorid-Anion), O ²⁻ (Oxid-Anion), N ³⁻ (Nitrid-Anion), OH ⁻ (Hydroxid-Anion), SO ₄ ²⁻ (Sulfat-Anion)

1.1.2 Chemisches Element – Ordnungszahl – Massenzahl – Isotope

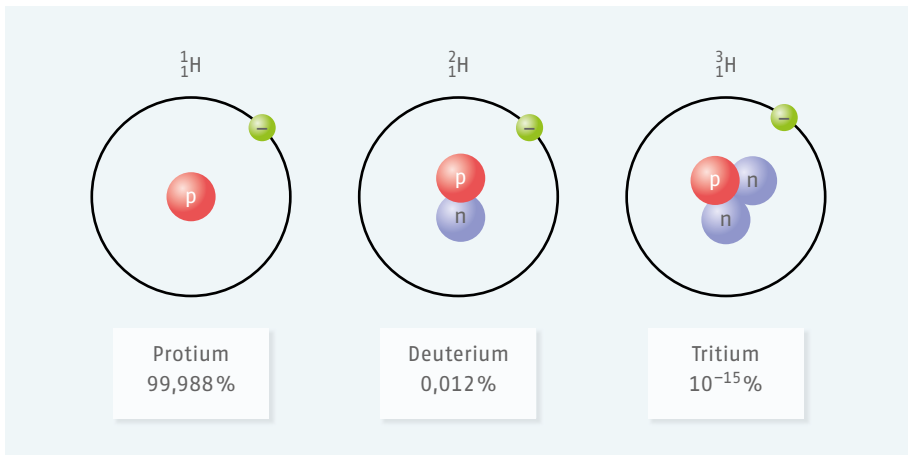
Im Periodensystem der Elemente (PSE,  Abb. 1.2) sind alle bekannten chemischen Elemente aufgeführt. Der Russe Dimitri Mendelejew ordnete 1869 darin die Elemente so an, dass sich chemische Eigenschaften regelmäßig (also periodisch) wiederholen.

Die Reihenfolge der Elemente wird dabei nach ihrer **Protonenzahl** im Atomkern gewählt. Die Anzahl der Protonen im Kern entspricht der **Ordnungszahl** oder der **Kernladungszahl** eines Elements. Sie ist für jedes Element charakteristisch und es existieren nie zwei verschiedene Elemente mit derselben Kernladungszahl.

$$\text{Protonenzahl} = \text{Kernladungszahl} = \text{Ordnungszahl}$$



● **Abb. 1.3** Kohlenstoffisotope



● **Abb. 1.4** Wasserstoffisotope

Nuklide, die zu ein und demselben Element gehören und im Periodensystem an der gleichen Stelle (Ort) stehen. Die Bezeichnung Isotop stammt aus dem Griechischen (*isos* = gleich und *topos* = Ort).

Kohlenstoff ist beispielsweise ein Isotopengemisch: In der Natur kommen neben ^{12}C -vereinzelt ^{13}C - und ^{14}C -Isotope vor. Aus der Differenz zwischen Massenzahl und Ordnungszahl lässt sich die Anzahl der vorhandenen Neutronen im Kern berechnen. Es gibt also Kohlenstoffatome mit sechs, sieben oder acht Neutronen (● Abb. 1.3).

Auch von Wasserstoff existieren drei Isotope (● Abb. 1.4, ► Kap. 6.1). Wasserstoff ist wie Kohlenstoff ein **Mischelement**. Jedes Wasserstoffisotop besitzt ein Proton. Die meisten Wasserstoffatome besitzen kein Neutron im Kern: ^1H (Protium, leichter Wasserstoff). Deuterium, ein anderes Wasserstoffisotop, enthält im Kern ein Neutron. Dadurch erhöht sich die Massenzahl: ^2H (oder ^2D , schwerer Wasserstoff). Tritium besitzt zwei Neutronen: ^3H (oder ^3T , überschwerer Wasserstoff).

Man unterscheidet zwischen stabilen und radioaktiven Isotopen. Radioaktive Isotope enthalten instabile Atomkerne und zerfallen unter Aussendung radioaktiver Strahlung. Dabei wandeln sie sich je nach ihrer Halbwertszeit mehr oder weniger schnell in andere Atome um. Beispielsweise dient das radioaktive Kohlenstoff-Isotop ^{14}C zur Altersbestimmung organischer Materialien.

